

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства
та природокористування
Кафедра хімії та фізики

05-06-74

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни
«Харчова хімія» для здобувачів вищої освіти першого
(бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою
«Готельно-ресторанна справа» спеціальності 241 «Готельно-
ресторанна справа» денної та заочної форм навчання

Рекомендовано науково-
методичною радою
з якості ННІАЗ
Протокол № 9 від 19.05.2020 р.

Рівне – 2020

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Харчова хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Готельно-ресторанна справа» спеціальності 241 «Готельно-ресторанна справа» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Корчик Н. М., Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2020. – 109 с.

Укладачі: Корчик Н. М., к.х.н., доцент кафедри хімії та фізики;
Мисіна О. І., ст. викладач кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Гаращенко В. І., к.т.н., доцент, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення спеціальності 241 «Готельно-ресторанна справа» _____ (Конарівська О. Б.)

© Корчик Н. М.,
Мисіна О. І., 2020
© НУВГП, 2020

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА.....	4
-----------------------	----------

Лабораторна робота №1. Класи неорганічних сполук. Властивості оксидів, основ та амфотерних гідроксидів.....	5
Лабораторна робота №2. Класи неорганічних сполук. Властивості кислот та солей.....	10
Лабораторна робота №3. Вивчення адсорбції ацетатної кислоти активованим вугіллям.....	18
Лабораторна робота №4. Визначення ізоелектричної точки розчину желатини	23
Лабораторна робота № 5. Вивчення хімічних властивостей вуглеводів.....	25
Лабораторна робота №6. Властивості білків.....	36
Лабораторна робота №7. Властивості жирів.....	45
Лабораторна робота №8. Вітаміни та їх властивості.....	54
Лабораторна робота №9. Властивості ферментів.....	62
Лабораторна робота №10. Нуклеїнові кислоти.....	75
Лабораторна робота №11. Визначення активної реакції води (рН).....	84
Лабораторна робота №12. Якісне дослідження природної води.....	90
Лабораторна робота №13. Визначення загальної кальцієвої та магнієвої твердості води комплексометричним методом.....	102

ЛІТЕРАТУРА.....	109
------------------------	------------

ПЕРЕДМОВА

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору вищої освіти передбачає реформування школи шляхом впровадження кредитно-трансферної системи організації навчального процесу. Така система включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Мета вивчення навчальної дисципліни – освоїти склад мікро- та макронутрієнтів продовольчої сировини і харчових продуктів, а також їх властивості та перетворення при виробництві і зберіганні харчів. Предметом вивчення навчальної дисципліни є фізичні та хімічні властивості речовин, сполук та харчових добавок, які входять до складу їжі, виявлення зв'язків найрізноманітніших хімічних систем з технологічною концепцією та принципами створення продукції ресторанного господарства і заданими властивостями.

Лабораторні роботи з навчальної дисципліни «Харчова хімія» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського рівня) за освітньо-професійною програмою «Готельно-ресторанна справа» спеціальності 241 "Готельно-ресторанна справа" максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів, охоплюють основні розділи харчової хімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань.

В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Робота в лабораторії вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи, який наведений у теоретичному вступі до кожної роботи. Обов'язкові знання студентів з правил техніки безпеки при роботі з приладами і відповідними реактивами, без чого не можна починати практичну частину роботи. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

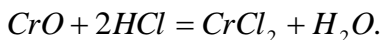
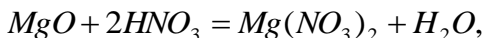
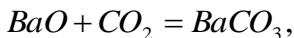
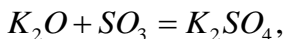
Теоретична частина

Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

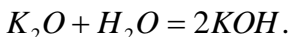
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** (N_2O , NO , CO , SiO).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними**. За хімічними властивостями вони поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

Основними називають оксиди, гідрати яких є основами. До них належать оксиди активних металів – лужних (Li , Na , K , Rb , Cs), лужноземельних (Ca , Sr , Ba , Ra), Магнію, Лантану, а також перехідних металів (Mn , Cr , Ni , Fe , Cu) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей

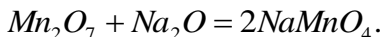
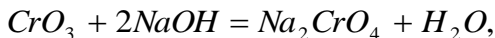
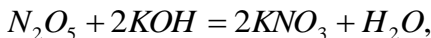
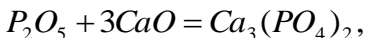


Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги)

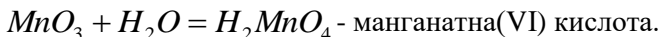
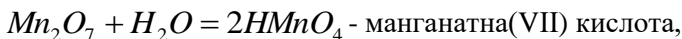
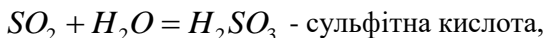


Кислотними оксидами або ангідридами називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів (CO_2 , B_2O_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , N_2O_3), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення

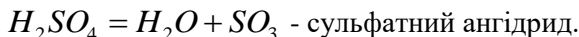
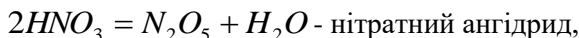
(CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей



Майже всі кислотні оксиди, окрім SiO_2 і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти

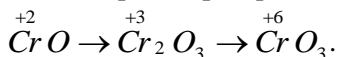


Ангїдрїдами кислот називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбїрання води) вїд вїдповїдних оксигеновмісних кислот



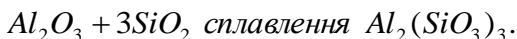
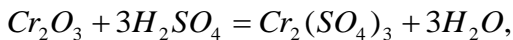
Амфотерними оксидами називають оксиди, які мають слабко виражені і кислотні і основні властивості, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металів головних пїдгруп (BeO , Al_2O_3), а також оксиди багатьох перехїдних металів у промїжному ступенї окиснення (ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 , SnO_2 , Fe_2O_3 , TiO_2).

У перехїдних металів із змїнною валентністю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидів змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного

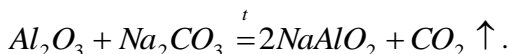
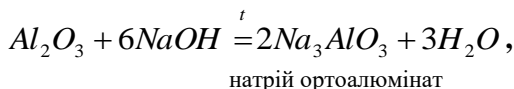
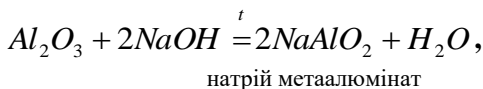
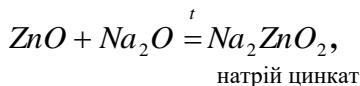


основний амфотерний кислотний

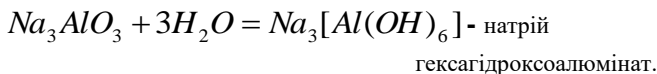
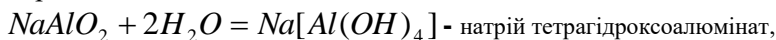
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами та кислотами, проявляючи слабко виражені основні властивості, з утворенням солей



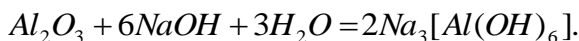
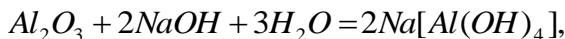
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі

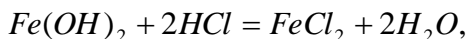


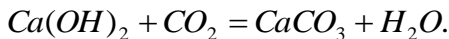
При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі



Основами називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони OH^- .

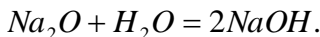
Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей



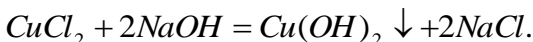
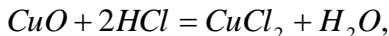


Основи є продуктами гідратації основних оксидів.

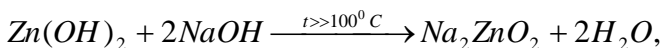
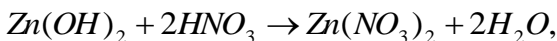
Розчинні у воді основи (луги) утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів



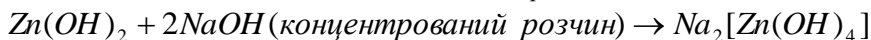
Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямої гідратації основних оксидів



Амфотерні гідроксиди – це продукти непрямої гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти



натрій цинкат



натрій

тетрагідроксоцинкат

Експериментальна частина

I. Властивості основних оксидів

1. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду, а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду.

В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

II. Добування і властивості кислотних оксидів

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармuru, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон(IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель лакмусу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 1 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 1

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
<i>CuO</i>				
<i>CaO</i>				
<i>CO₂</i>				
<i>ZnO</i>				

IV. Добування нерозчинних основ

В одну пробірку налити 1-2 мл ферум(III) хлориду, а у іншу – стільки ж хром(II) хлориду (нікол(II) хлориду). В обидві пробірки додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осадів. Записати спостереження та рівняння реакцій.

V. Добування та властивості амфотерних гідроксидів

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплями додавати розведений розчин лугу до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Контрольні запитання

Для наведених нижче оксидів (таблиця 2):

1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;

2) написати можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою, P_2O_5 , CaO , Al_2O_3 , H_2SO_4 , $NaOH$, $Zn(OH)_2$.

Таблиця 2

№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид
1	CO_2	6	Cr_2O_3	11	CuO	16	MgO
2	Na_2O	7	SO_3	12	P_2O_5	17	Mn_2O_7
3	BeO	8	CrO	13	K_2O	18	MnO_2
4	SO_2	9	N_2O_5	14	Al_2O_3	19	CrO_3
5	BaO	10	ZnO	15	SiO_2	20	FeO

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК. ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

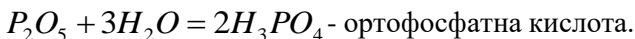
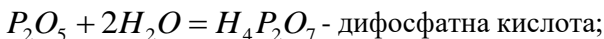
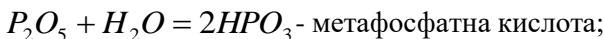
Теоретична частина

Кислотами називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катиони та аніони кислотних залишків.

Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном: H_2S , H_2Se , HCl , HBr , HF , HI , а також

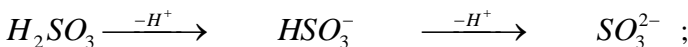
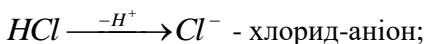
HCN, HCNS. **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот): H_2SO_3 – продукт гідратації SO_2 , $H_2SO_4 - SO_3$, $H_2CrO_4 - CrO_3$, $HNO_3 - N_2O_5$, $H_3PO_4 - P_2O_5$.

Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації ангідридів називають мета-кислотами, а максимальної – орто-кислотами



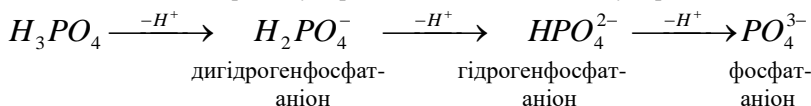
Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні (*HCl, HBr, HF, HI, HNO₃*), двоосновні (*H₂SO₄, H₂SiO₃*), триосновні (*H₃PO₄, H₃AsO₄*).

Кислотними залишками називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відірвалися



гідрогенсульфіт-аніон

сульфіт-аніон



дигідрогенфосфат-аніон

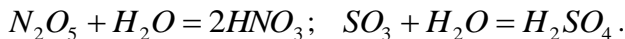
гідрогенфосфат-аніон

фосфат-аніон

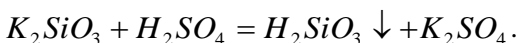
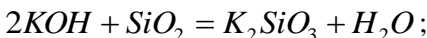
Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів Гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь окиснення та відповідного суфікса.

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангідридів кислот

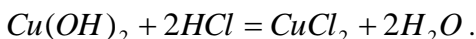
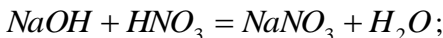


Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямою гідратацією їх нерозчинних у воді ангідридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту



силікатна кислота

Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**



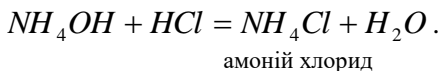
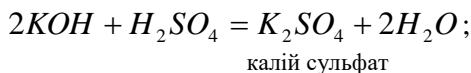
Таблиця 3

Систематичні назви кислот та кислотних залишків

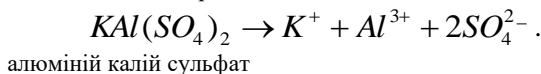
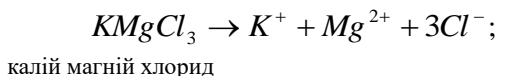
Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
HCl	Хлоридна	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромідна	Br^-	Бромід
HF	Флуоридна	F^-	Флуорид
HI	Йодидна	I^-	Йодид
HNO_3	Нітратна	NO_3^-	Нітрат
HNO_2	Нітратна(III), нітритна	NO_2^-	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SO_4	Сульфатна	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сульфатна(IV), сульфитна	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Сульфідна	S^{2-}	Сульфід
H_2SiO_3	Силікатна	SiO_3^{2-}	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна, фосфатна	PO_4^{3-}	Ортофосфат, фосфат

Солями називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

Середні солі – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи

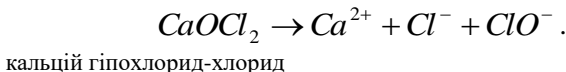


Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні. Солі, які у водному розчині дисоціюють на два основних і один кислотний залишки, називають **подвійними**



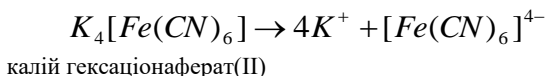
В назвах подвійних солей катіони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водному розчині дисоціюють на два кислотних і один основний залишки, називають **змішаними**

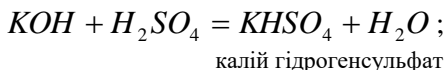


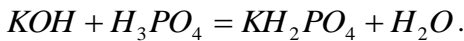
В назвах змішаних солей аніони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водних розчинах дисоціюють на комплексні йони, називають **комплексними**



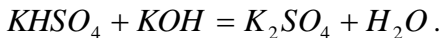
Кислі солі - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами



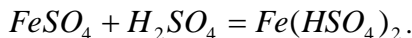


калій дигідрогенфосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні

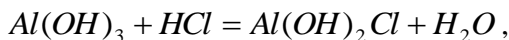


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі

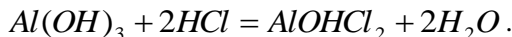


ферум(II) гідрогенсульфат

Основні солі – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами

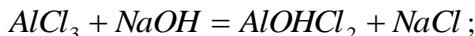


алюміній дигідроксид хлорид



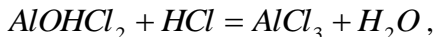
алюміній гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі

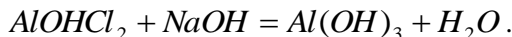


кальцій гідроксид сульфат

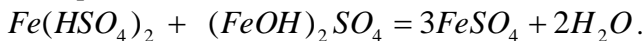
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація



ферум(II) ферум(II)
гідрогенсульфат гідроксид сульфат

Експериментальна частина

I. Добування середніх солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати відповідне рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

II. Добування та властивості кислих солей

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (I.2) додавати краплями фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати?

2. Налити $\frac{1}{4}$ пробірки вапняної води (розчин Ca(OH)_2) і пропускати вуглекислий газ з апарата Кіппа до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

До утвореного розчину додати вапняної води. Записати спостереження та рівняння реакції.

III. Добування та властивості основних солей

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

Контрольні завдання

1. Складіть формули всіх можливих солей (середніх, кислих, основних), які утворюються при взаємодії речовин, наведених у таблиці 4:

Таблиця 4

№ варіанту	Речовини, що реагують	№ варіанту	Речовини, що реагують
1	2	3	4
1	$Fe(OH)_3$ та H_2SO_4	11	KOH та H_2SiO_3
2	$Ca(OH)_2$ та H_3PO_4	12	$Mn(OH)_2$ та H_2SO_4
3	$Al(OH)_3$ та H_2SO_4	13	$Al(OH)_3$ та H_3PO_4
4	$Fe(OH)_2$ та H_2SO_3	14	$Cu(OH)_2$ та H_2SO_4
5	$Cr(OH)_3$ та H_3PO_4	15	$Cr(OH)_3$ та HCl
6	$Mg(OH)_2$ та H_3PO_4	16	$Ba(OH)_2$ та H_2CO_3
7	$Zn(OH)_2$ та H_2S	17	$Ca(OH)_2$ та H_2SiO_3
8	$NaOH$ та H_3PO_4	18	$Fe(OH)_3$ та H_2SO_3
9	$Ca(OH)_2$ та H_2CO_3	19	$Zn(OH)_2$ та H_2SO_4
10	$Fe(OH)_3$ та HNO_3	20	KOH та H_3PO_4

2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (таблиця 5):

Таблиця 5

№	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOH\cdot SO_4 \rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

Продовження табл. 5

5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ \downarrow $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \quad \quad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2$
11	$FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
12	$MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow Mg(OH)_2$
13	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$ \downarrow $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$
14	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al(HSO_4)_3$
15	$ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2$ \downarrow $ZnCl_2$
16	$Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow MgHPO_4$ $\downarrow \quad \quad \downarrow$ $Mg(H_2PO_4)_2 \quad (MgOH)_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_3$
17	$Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaOHNO_3 \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Ba(HCO_3)_2$
18	$CrSO_4 \rightarrow (CrOH)_2SO_4 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow CrSO_4 \rightarrow Cr(HSO_4)_2$

19	$Mn(OH)_2 \rightarrow (MnOH)_2SO_3 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mn(HSO_3)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow Mn(OH)_2$
20	$Be(OH)_2 \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(SO_4)_3$ \downarrow $BeOHNO_3 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 ВИВЧЕННЯ АДСОРБЦІЇ АЦЕТАТНОЇ КИСЛОТИ АКТИВОВАНИМ ВУГІЛЛЯМ

Теоретична частина

Поверхня поділу фаз завжди є місцем виникнення силового поля внаслідок некомпенсованості молекулярних сил у міжфазному поверхневому шарі. Виникнення поверхні поділу між двома фазами супроводжується збільшенням вільної енергії (енергії Гіббса) на поверхні поділу.

Високодисперсні колоїдні системи через значну величину питомої поверхні, $S_{\text{плт}}$, мають значну поверхневу енергію Гіббса σ . Для сферичних часточок $S_{\text{плт}} = 6/d$, (d – діаметр частинки). Часто питому поверхню, $S_{\text{плт}}$, відносять до маси, m , дисперсної фази (дисперсійного середовища), тоді необхідно враховувати густину речовини, ρ . Для сферичних часточок $S_{\text{плт}} = 6/(d \cdot \rho)$.

Більшість явищ, які вивчаються в колоїдній хімії (капілярні явища, адсорбція, змочування, розтікання), є наслідком існування надлишкової поверхневої енергії. Відповідно до другого закону термодинаміки самовільно відбуваються процеси, спрямовані в напрямку зменшення величини G^S (G^S – надлишкова вільна енергія поверхні в ізобарно-ізотермічних умовах).

Адсорбцією називають самовільну зміну концентрації компонента в поверхневому шарі в порівнянні з об'ємною фазою, віднесено до одиниці площі поверхні (на латині *sorbeo* означає „поглинаю”, а *ad* означає „на”). Звичайно адсорбцію

виражають у моль/м². Термін „адсорбція” об’єднує широке коло таких різних явищ, як адсорбція газів на твердій поверхні силікагелю або активованого вугілля (зокрема, це явище використовується у протигазах), адсорбція барвників на волокні (фарбування тканин) тощо. У деяких випадках адсорбція може викривляти результати досліджень, що проводяться без її врахування (через адсорбцію речовин на стінках посуду, на поверхні осадів тощо).

Розчинену речовину або газ, що адсорбується, називають **адсорбтивом**, речовину, що їх адсорбує – **адсорбентом**, а адсорбовану речовину – **адсорбатом** (за термінологією М.П.Пескова, адсорбат має назву „адсорбційний комплекс”). Про **позитивну адсорбцію** компонента говорять, якщо його концентрація в поверхневому шарі більша, ніж в об’ємній фазі, якщо ж концентрація цього ж компонента в поверхневому шарі менша, мова йде про **негативну адсорбцію**.

Процес, що є зворотним до адсорбції, називається **десорбцією**. В однокомпонентній системі можлива автоадсорбція. Можна дати ще одне визначення: **адсорбція** – це згущення розчиненої або газоподібної речовини на поверхні твердого тіла або рідини. Розрізняють **фізичну** (молекулярну, ван-дер-ваальсову) адсорбцію і **хімічну** (хемосорбцію). Йонний обмін є ще одним різновидом адсорбції. **Фізична адсорбція** завжди оборотна і вона відбувається самовільно. Рушійною силою фізичної адсорбції є спрямування системи до зменшення надлишкової поверхневої енергії шляхом зниження поверхневого натягу σ .

Хемосорбція необоротна. Іноді відбувається навіть зростання G^S , але для процесу утворення адсорбату в цілому: $\Delta G < 0$. Фактично мова йде про хімічну реакцію на поверхні. Отже, хемосорбція – це двовимірна хімічна реакція, що не виходить за межі поверхневого шару. Наприклад, внаслідок хемосорбції кисню на поверхні заліза продукти взаємодії (оксиди) утворюють плівку, непроникну для агресивних газів.

Завдяки явищу адсорбції можливе прискорення хімічних реакцій (гетерогенний каталіз). Адсорбент, згущуючи та орієнтуючи на своїй поверхні молекули одного або декількох

учасників реакції, сприяє перебігу реакції, але сам до неї не вступає.

Величина адсорбції залежить від поверхні адсорбенту, природи адсорбтиву і його концентрації (тиску у випадку газів), температури тощо. Адсорбат прагне зайняти всю поверхню адсорбенту. Але цьому перешкоджає зворотний процес – десорбція, викликана прагненням до рівномірного розподілу речовини. Для кожної концентрації адсорбтиву в середовищі, що оточує адсорбент, існує стан **адсорбційної рівноваги**.

Однією з особливостей адсорбції є **селективність (вибірковість)**, яка полягає в неоднаковій здатності компонентів розчину до адсорбції на поверхні. Кількісно це явище характеризується **коефіцієнтом розділення** – відношенням коефіцієнтів розподілу компонентів, що адсорбуються, який показує, у скільки разів відношення величин адсорбції компонентів, що розділяються, більше відношення їх рівноважних концентрацій в об'ємі розчину.

Розподіл маси речовини характеризується **ступенем витягання і ступенем розділення**. **Ступінь витягання** – це відношення кількості речовини в одній з рівноважних фаз (в об'ємі розчину або в поверхневому шарі) до загальної її кількості; виражається в частках і процентах. **Ступінь розділення** визначається відношенням ступенів витягання компонентів, що розділяються.

Найбільш істотним чинником, який впливає на селективність адсорбції, є спорідненість компонентів до поверхні адсорбенту і до розчинника. Для прогнозування адсорбції речовин широко використовується правило зрівнювання полярності, запропоноване П.О.Ребіндером, згідно з яким речовина може адсорбуватися на поверхні поділу фаз, якщо внаслідок її адсорбції буде зрівнюватися полярність цих фаз. Інакше кажучи, адсорбція речовини C на межі поділу фаз, утворених речовинами A і B , буде відбуватися, якщо полярність речовини C лежить між значеннями полярності речовин A і B . Оскільки полярність речовини можна охарактеризувати за допомогою величини діелектричної проникності ϵ , то умовою для адсорбції сполуки C є: $\epsilon_A > \epsilon_C > \epsilon_B$ або $\epsilon_B > \epsilon_C > \epsilon_A$.

Саме на цьому засноване практичне застосування полярних адсорбентів (силікагель) для адсорбції поверхнево-активних речовин з неполярних середовищ, а неполярних адсорбентів (вугілля) – для адсорбції з полярних середовищ. Як приклад можна навести адсорбцію масляної кислоти з її розчину в бензені на силікагелі та адсорбцію масляної кислоти на вугіллі з її водного розчину. Причому діелектрична проникність цих речовин зменшується в ряду: силікагель > вода > масляна кислота > бензен > вугілля, а адсорбція відбувається відповідно до рядів: вода > масляна кислота > вугілля; силікагель > масляна кислота > бензен.

Експериментальна частина

Для вивчення адсорбції ацетатної кислоти на активованому вугіллі з вихідного розчину CH_3COOH методом послідовного розведення готують шість розчинів кислоти по 100 мл (концентрації вказує викладач). Активоване вугілля ретельно розтирають у ступці, а потім зважують шість порцій по 1,0 г.

До 100 мл кожного з приготованих розчинів ацетатної кислоти додають по 1,0 г вугілля, після чого закриті колби з вмістом збовтують на механічній мішалці протягом 30 хв. Потім розчини відфільтровують, а в отриманому фільтраті визначають концентрації кислоти після адсорбції.

Концентрацію вихідного розчину ацетатної кислоти і розчинів після адсорбції та фільтрації визначають титруванням розчином $NaOH$ з відомою концентрацією в присутності фенолфталеїну до появи стійкого слабо-рожевого забарвлення розчину, що досліджується. Концентрацію кислоти розраховують за співвідношенням

$$C_K V_K = C_L V_L,$$

де C_K і C_L – концентрації розчинів ацетатної кислоти і $NaOH$ (моль/л); V_K – об'єм кислоти, що був взятий для титрування; V_L – об'єм лугу, що пішов на титрування. Для титрування беруть три порції розчину, що аналізується. Концентрацію

розраховують як середнє арифметичне результатів титрування трьох порцій.

Величина адсорбції A визначається за різницею концентрацій розчину ацетатної кислоти до (C_0) і після (C) адсорбції

$$A = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V,$$

де m – маса вугілля; V – об'єм розчину кислоти, що був взятий для досліду.

Будують ізотерму адсорбції в координатах $1/A$ від $1/C$ і визначають A_∞ і K . Усі результати заносяться до таблиці 6:

Таблиця 6

№ колби	V_K	V_L	C_0	C	$\Delta C = C_0 - C$	A	$1/A$	$1/C$	A_∞	K

За рівнянням $S_{\text{пит.}} = A_\infty \cdot N_A \cdot S_M$ (S_M – площа, яку займає одна молекула адсорбенту в насиченому адсорбційному шарі; N_A – число Авогадро), розраховують питому поверхню адсорбенту, $S_{\text{пит.}}$, вважаючи, що площа, яку займає одна молекула, S_M , для багатьох одноосновних жирних кислот становить $0,2 \text{ нм}^2$.

Обробка експериментальних даних

1. Занести в таблицю експериментальні дані.
2. Побудувати залежність у координатах $1/A$ - $1/C$ і визначити A .
3. Розрахувати константу адсорбційної рівноваги K .
4. Розрахувати питому концентрацію адсорбенту.

Перелік питань вхідного контролю

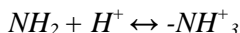
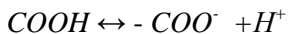
1. Як класифікують речовини за їх впливом на поверхневий натяг розчинів?
2. Чому молекули ПАР у водних розчинах адсорбуються на межі поділу фаз?
3. Процес фізичної адсорбції оборотний. Для яких видів адсорбції він може бути необоротним?
4. Від яких чинників залежить адсорбція на межі поділу тверде тіло-розчин?

5. Від яких чинників залежить сорбція газу на твердій поверхні?
6. У чому полягає теорія адсорбції Ленгмюра?
7. Найважливіші адсорбенти.
8. Що таке катіоніти і аніоніти та як їх класифікують?
9. Як за допомогою йоннообмінної адсорбції одержати знесолену воду?
10. Які фізико-хімічні принципи покладені в основу хроматографії?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ВИЗНАЧЕННЯ ІЗОЕЛЕКТРИЧНОЇ ТОЧКИ РОЗЧИНУ ЖЕЛАТИНИ

Теоретична частина

В водних розчинах желатини проявляються властивості, які характерні для амфотерних поліелектролітів, тобто відбувається йонізація кислотних і основних груп



Отже, знак зарядів амфотерних молекул білка залежить від реакції у розчині. Тому поступовою зміною концентрації водневих йонів можна зрушити рівновагу дисоціації молекул білка як у бік утворення позитивно заряджених катіонів, так і в бік утворення негативно заряджених аніонів. При певній концентрації йонів гідрогену молекули білка перебувають в ізоелектричному стані. Значення рН, при якому білок набирає ізоелектричного стану, називається **ізоелектричною точкою білка**. В електронейтральному стані білкові молекули можуть бути не лише внаслідок утворення недисоційованих груп $/-NH_3OH$ і $-COOH$ /, а також і за рахунок внутрішньої нейтралізації основних і карбоксильних груп з переходом в амфолітичний стан, тобто коли молекули електроліту внаслідок електролітичної дисоціації одночасно утворюють катіони і аніони



електронейтральний стан білка

амфолітичний стан білка

Під час переходу в ізоелектричний стан відбувається зміна гідратації білків, яка проходить або як гідратація груп, які мають не йоногенний характер / $-CO$, $-NH$, $-COOH$, $-NH_3O$ тощо або як гідратація йонів - NH_3^+ і COO^- , що виникають під час дисоціації білків у кислому середовищі. Гідратація може відбуватися у середовищах з рН більшим або меншим від ізоелектричної точки. Відхилення реакції розчину білка від ізоелектричної точки приводить до переходу його з амфійонного стону в йонний. Внаслідок йонізації разом із збільшенням ξ -потенціалу зростає товща дифузійного шару і йонна гідратація молекул. Для кожного білка йонна гідратація набирає максимального значення при певних значеннях рН, які знаходяться у вузькому інтервалі від ізоелектричної точки. При цих значеннях рН білки мають максимальну стійкість. В цьому інтервалі рН також спостерігається максимальне світлорозсіювання і набухання, найбільший осмотичний тиск, найменша в'язкість їх розчинів. Тому знання ізоелектричної точки має важливе значення для вивчення властивостей білків. В роботі ізоелектричну точку визначають шляхом вимірювань значень оптичної густини розчинів желатини.

Експериментальна частина

В пронумеровані колби (1-9) вносять по 10 мл відфільтрованого розчину желатини і потім додають розчин хлоридної кислоти, лугу і води в таких об'ємах (див. табл.7):

Таблиця 7

Номер колби	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Об'єм(HCl), мл	10	4	1	0,5	-	-	-	-	-
Об'єм р-ну КОН, мл	-	-	-	-	-	1	3	6	10
Об'єм води, мл	-	6	9	9,5	10	9	7	4	-

Вимірюють рН приготуваних розчинів. Потім визначають оптичну густину D розчинів за допомогою приладу ФЕК-56М з світлофільтром F2 ($\lambda=364\text{nm}$). Розчини з кювет після вимірювань виливають знову у колби. Після того, як закінчили вимірювання, збільшують кислотність в колбах 1 і 2, для чого в колбу 1

додають одну краплю концентрованої HCl, а в 2 – дві краплі кислоти і знову вимірюють значення рН і D цих розчинів. Результати значень рН і оптичних густин розчину желатину для визначення ізоелектричної точки заносимо в таблицю 8.

Таблиця 8

Номер колби №	рН розчину	Оптична густина D

Перелік питань вхідного контролю

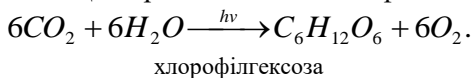
1. Які сполуки називають амфіболітами?
2. Чому білки та амінокислоти проявляють амфолітні властивості?
3. Що таке біполярний йон?
4. Що таке ізоелектричний стан?
5. Що таке ізоелектрична точка, які властивості проявляє амфоліт в цій точці?
6. Як змінюється значення рН розчину желатини в ізоелектричній точці?
7. Як змінюється значення оптичної густини в ізоелектричній точці?
8. Для яких сполук характерний ізоелектричний стан?
9. Підтвердити амфотерність аміноацетатної кислоти.
10. Що відбувається з амфолітом при переході в ізоелектричний стан?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 ВИВЧЕННЯ ХІМІЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ ВУГЛЕВОДІВ

Теоретична частина

Вуглеводи (глюциди, гліциди) – велика група органічних сполук, молекули яких найчастіше складаються з трьох хімічних елементів – Карбону, Гідрогену та Оксигену – і відповідають загальній формулі $C_n(H_2O)_m$. **Вуглеводи** – продукти асиміляції

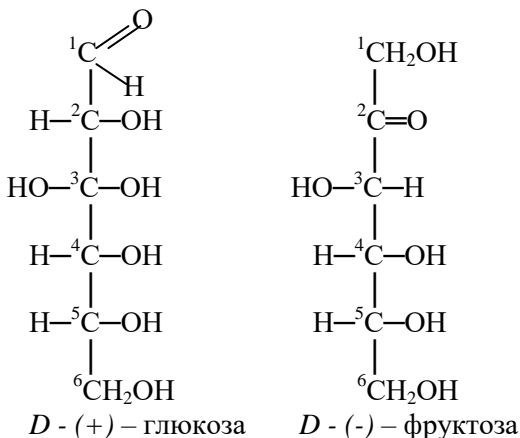
вуглекислого газу зеленими рослинами і фотосинтезуючими мікроорганізмами. Цей процес називається фотосинтезом



Моносахариди або монози (грец. *monos* – один) – найпростіші вуглеводи, молекули яких не здатні розщеплюватися при гідролізі на прості речовини.

Залежно від кількості атомів Карбону розрізняють тетрози ($C_4H_8O_4$), пентози ($C_5H_{10}O_5$), гексози ($C_6H_{12}O_6$), гептози ($C_7H_{14}O_7$), октози ($C_8H_{16}O_8$), нонози ($C_9H_{18}O_9$) і декози ($C_{10}H_{20}O_{10}$).

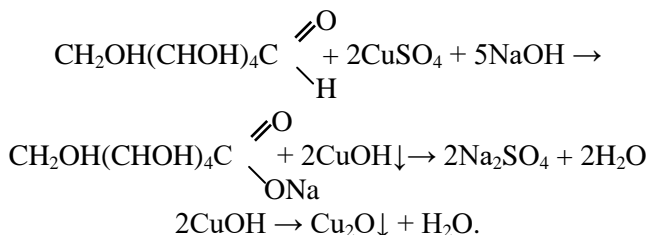
Із гексоз найпоширеніші в природі глюкоза (виноградний цукор) і фруктоза (фруктовий цукор). Перша з них – типова альдоза, друга – типова кетоза. Для зображення структурних формул ізомерів моносахаридів користуються формулами Фішера (1890 р.), які відображають різне розміщення атомів Гідрогену і гідроксильних груп у просторі відносно карбонового ланцюга:



Моносахариди вступають в ряд хімічних реакцій, що зумовлені наявністю в їх молекулах карбонільної і гідроксильної груп.

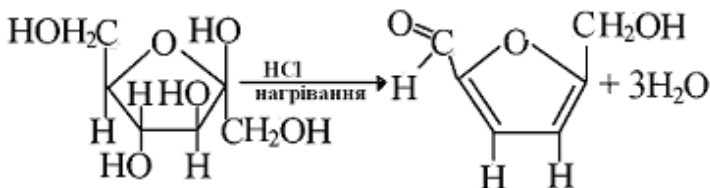
Реакція Громмера

Розчин гексози, наприклад, глюкози і фруктози в лужному середовищі при нагріванні відновлює купрум(II) гідроксид в купрум(I) оксид, а самі окиснюються до альдонових кислот. Цю реакцію для глюкози у загальному вигляді можна записати рівнянням:



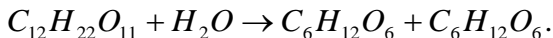
Реакція Селіванова на кетози

При нагріванні фруктози або інших кетоз з хлоридною кислотою утворюється оксиметилфурфурол. Рівняння реакції для фруктози має вигляд:



Оксиметилфурфурол з резорцином утворює сполуку (продукт конденсації), забарвлену у вишнево - червоний колір.

Дисахариди – вуглеводи, молекула яких під час гідролізу розщеплюється на дві молекули моносахаридів:

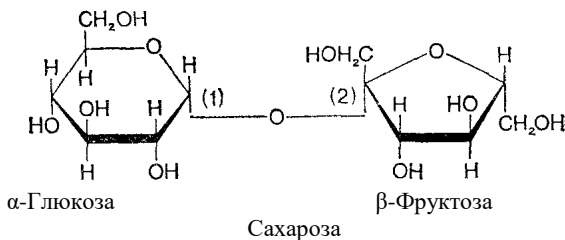


Дисахариди – кристалічні речовини, солодкі на смак, добре розчинні у воді, мають високі температури плавлення, оптично активні.

Дисахариди здатні до кислотного і ферментативного гідролізу. Для них як і для моносахаридів характерні три типи

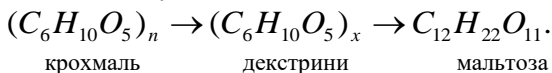
хімічних реакцій: за карбонільною групою (для відновлюючих дисахаридів), за спиртовими групами (для всіх дисахаридів) та бродіння (для більшості дисахаридів).

Сахароза (буяковий або тростинний цукор), α -D-глюкопіранозил- β -D-фруктофуранозид. Сахароза – типовий невідновлюючий дисахарид:



Сахарозу одержують в Україні з цукрового буряка, в якому вміст цукру досягає 27-30%, цукрової тростини (10-18%). Природним інверсійним цукром можуть бути бджолиний мед (в ньому міститься до 99% цукрів, з них близько 75% моносахаридів, з яких 35 – глюкози і 40 фруктози, близько 18 води, 1,3 сахарози, 4,8 декстринів, близько – 1 вільних карбонових кислот (щавлевої, лактатної, яблучної, 0,19% інших речовин, в т.ч. вітамінів). Сахароза – цінна поживна речовина, широко використовується у харчуванні людини, є сировиною в харчовій промисловості, з неї добувають етанол, поверхнево-активні речовини (ПАР), її використовують у фармації для виготовлення таблеток і порошків.

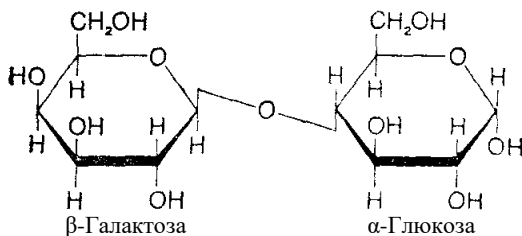
Мальтоза (англ. *Maltose* від *malt* – солод, солодовий цукор), 4-O- α -D-глюкопіранозил-D-глюкоза – відновлюючий дисахарид. Одержують при неповному гідролізі крохмалю під впливом амілази солоду:



Мальтоза використовується як дріжджі, є компонентом багатьох живильних середовищ у мікробіологічній практиці.

Зустрічається у вільному стані (в пророслому зерні злаків, нектарі).

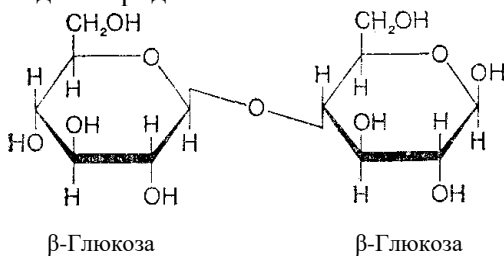
Лактоза (лат. *lactum* – молочний цукор), 4-*O*- β -D-галактопіранозил-D-глюкоза – відновлюючий дисахарид:



Лактоза

Лактоза – кристалічна речовина, для α - і β -аномерів температура плавлення складає 202 (гідрату) і 252⁰С, $[\alpha]_D^{20} = +86$ і $+35^0$ відповідно, а рівноважної суміші - $[\alpha]_D^{20} = 55^0$. На відміну від інших дисахаридів лактоза погано розчиняється у воді. Одержують з молока. Вміст лактози в молоці корови в середньому досягає 4,9%, кози – 4,4%, вівці – 4,2%, самки носорога – до 36%. Лактоза – цінна поживна речовина. Вона здатна до молочнокислого бродіння, що використовується у молочній промисловості для виготовлення сирів, кефірів, кислого молока тощо. Застосовують у фармації як наповнювач при виготовленні таблеток і порошків.

Целобіоза – (4-*O*- β -D-глюкопіранозил-D-глюкоза) – відновлюючий дисахарид:



Целобіоза

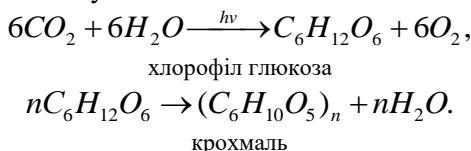
Целобіоза – цінний продукт живлення для мікроорганізмів передшлунків жуйних, її мікробні ферменти гідролітично

розщеплюють до β -D-(+)-глюкози, яка під впливом відповідних мікробних ферментів перетворюються в жирні кислоти, що всмоктуються слизовими оболонками, надходять в кров'яне русло і є джерелом синтезу багатьох важливих речовин і хімічної енергії в клітинах.

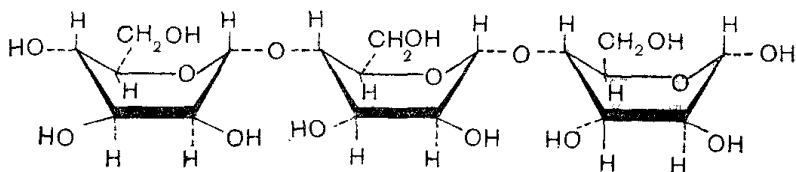
Трегалоза (D-глюкозил-D-глюкозид) – невідновлюючий дисахарид. Міститься у грибах (грибовий цукор), водоростях, лишайниках, ексудаті ясеню, гемолімфі черв'яків, молюсків і багатьох комах.

Полісахариди або **глікани** – складні вуглеводи, молекули яких мають більше 10 моносхаридних залишків, сполучених між собою O-глікозидними зв'язками і утворюючих лінійні або розгалужені ланцюги. Їх поділяють на гомо- (грец. *homos* – рівний) і гетеро- (грец. *heteros* – різний) полісахариди. Гомополісахариди є пентозани $((C_5H_8O_4)_n)$ і гексозани $((C_6H_{10}O_5)_n)$. Останні включають такі життєво важливі поліглікозиди як крохмаль, клітковину, глікоген, інулін, хітин, пектинові речовини тощо.

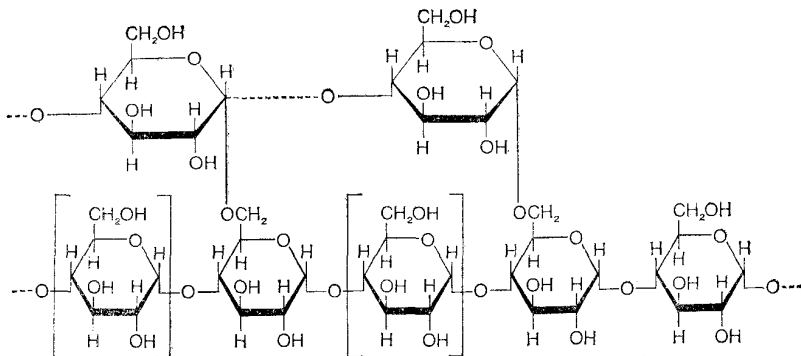
Крохмаль (польськ. *krochmal* – крохмаль $(C_6H_{10}O_5)_n$) – полісахарид рослин, який синтезується у клітинних органелах (хлоропластах і амінопластах) листків рослин внаслідок процесів фотосинтезу:



Крохмаль накопичується у вигляді зерен різних форм і діаметру (15-33 мкм), що характерні для кожного виду і навіть сорту рослин, в зерні, цибулинах, бульбах, листях і стеблинах. Вміст крохмалю у зерні рису досягає 60-82% загальної маси, житі – 63%, гречці – 50%, бульб картоплі – 12-24%. Він є сумішшю переважно з двох полісахаридів: лінійного (амілози), який побудовано із залишків α -D-глюкопіранози, що зв'язані I→4 зв'язками; розгалуженого (амілопектину), де залишки α -D-глюкопіранози сполучені між собою зв'язками I→4 і I→6:



Амілоза



Амілопектин

Крохмаль – білий аморфний порошок, не розчиняється у холодній воді, при розчиненні в гарячій воді утворює крохмальний клейстер, $[\alpha]_D^{20} = 180 - 210^0$. Характерною кольоровою реакцією на крохмаль є синє забарвлення з розчином йоду з калій йодидом. Крохмаль – цінний харчовий продукт для людини і тварин. Крохмаль – сировина для одержання глюкози, використовується в текстильній, харчовій і легкій промисловостях. У фармації крохмаль використовують для виготовлення присипок, паст, таблеток і крохмальних капсул для лікарських препаратів. При деяких порушеннях діяльності травного каналу може бути використаний самостійно як обволікаючий засіб.

Глікоген (тваринний крохмаль) $(C_6H_{10}O_5)_n$ – резервний полісахарид тваринного організму, є джерелом хімічної енергії для більшості процесів, що відбуваються в органах, тканинах і клітинах.

Клітковина або **целюлоза** (лат. *Cellula* – клітина) $(C_6H_{10}O_5)_n$ або $(C_6H_7O_2(OH)_3)_n$ – полісахарид, з якого побудовано

стілки всіх рослинних клітин. Вона зумовлює механічну міцність і еластичність рослинних тканин і клітин.

Клітковина – білий матеріал, що має вигляд волокнистої маси довжиною окремих волокон близько 250 мм, не розчиняється у воді та органічних розчинниках, розчинний у водних розчинах комплексних солей деяких полівалентних металів $Cu(II)$, $Co(II)$, Cd з амоніаком або амінами.

Експериментальна частина

1. Якісні реакції на альдози

1.1. Реакція Громмера

Хід роботи: в пробірку до 3 мл розчину глюкози приливають розчин натрій гідроксиду (1 мл) і купрум(II)сульфату (5 крапель). Випадає осад купрум(I) гідроксиду, який при перемішуванні або збовтуванні пробірки розчиняється, і розчин набуває голубого забарвлення. При його обережному нагріванні в полум'ї пальника до кипіння спостерігається випадання жовтого осаду купрум(I) гідроксиду або червоного осаду купрум(I) оксиду.

1.2. Реакція Фелінга

В реактиві Фелінга йони купруму(II) знаходяться у вигляді комплексної сполуки з тартратами. Механізм реакції гексоз з реактивом Фелінга такий же, як і в реакції Громмера. Перевагою реактиву Фелінга є те, що Купрум при надлишку реактиву не випадає у вигляді купрум оксиду. Дисахариди і полісахариди взаємодіють з реактивом Фелінга після кип'ятіння з мінеральними кислотами.

Хід роботи: в пробірку вносять 1 мл розчину глюкози і 1 мл реактиву Фелінга. Суміш перемішують і нагрівають в полум'ї пальника до кипіння. Спостерігають утворення червоного осаду купрум(I) оксиду.

2. Якісна реакція на кетони (реакція Селіванова)

Хід роботи: в пробірку наливають 5 мл розчину фруктози, 1 мл розчину хлоридної кислоти і декілька кристалів резорцину.

Суміш нагрівають на водяній бані на протязі 5-10 хв. при температурі 80⁰С до появи вишнево-червоного кольору.

3. Реакції на дисахариди

3.1. Відновлююча здатність лактози і мальтози

Хід роботи: в одну пробірку наливають 2 мл лактози, а в іншу - 2 мл розчину мальтози. В обидві потім наливають по 1 мл розчину натрій гідроксиду і по 5 крапель розчину купрум(II) сульфату. Пробірки обережно нагрівають в полум'ї і спостерігають утворення червоного осаду купруму(I) оксиду.

3.2. Визначення відновлюючої здатності сахарози та гідроліз сахарози

В молекулі сахарози зв'язок між залишками глюкози і фруктози утворюється за рахунок двох глікозидних гідроксилів. Сахароза не володіє відновлювальними властивостями і дає негативну реакцію Громмера. Після гідролізу сахарози (кип'ятіння в присутності концентрованої хлоридної кислоти) утворюються моносахариди, які можна виявити за допомогою реакції Громмера, а фруктозу за реакцією Селіванова.

Хід роботи: в дві пробірки наливають по 6 мл розчину сахарози. В одну з них додають також дві краплі концентрованої хлоридної кислоти і нагрівають на киплячій водяній бані при температурі 100⁰С протягом 15 хв. Друга пробірка містить контрольний розчин сахарози. Потім беруть ще дві пробірки і в одну з них вносять 3 мл нейтралізованого гідролізату сахарози, а в іншу - 3 мл контрольного розчину сахарози. До вмісту цих пробірок додають по 1 мл розчину натрій гідроксиду і по 5 крапель розчину купрум(II) сульфату. Потім нагрівають на водяній бані до кипіння (проводять реакцію Громмера). Відмічають утворення червоного осаду купрум(I) оксиду в пробірці, яка містить гідролізат (позитивна реакція Громмера) і відсутність його в контрольній пробі (негативна реакція Громмера).

Із залишеними 3 мл гідролізату сахарози і контрольного розчину сахарози проводять реакцію Селіванова на виявлення фруктози. З цією метою в дві пробірки додають по 1 мл розчину хлоридної кислоти і декілька кристалів резорцину.

Вміст пробірок нагрівають на водяній бані на протязі 5-10 хв при температурі 80⁰С. В пробірці, яка містить гідролізат сахарози, спостерігають появу вишнево- червоного забарвлення (позитивна реакція Селіванова) і відсутність цього забарвлення в контрольній пробі.

4. Реакції на полісахариди

4.1. Реакція крохмалю і глікогену з йодом

При взаємодії крохмалю і глікогену з йодом утворюються комплексні адсорбційні сполуки, забарвлені в реакції з крохмалем в синій колір, а з глікогеном - в червоно-бурий колір. Різниця забарвлення комплексів обумовлена хімічною структурою крохмалю і глікогену. При нагріванні забарвлення зникає, але знову з'являється при охолодженні, що свідчить про утворення нестійких комплексів крохмалю і глікогену з йодом. Знебарвлення відбувається також при додаванні натрій гідроксиду і калій гідроксиду. Зникнення забарвлення при нагріванні і додаванні лугу обумовлена тим, що в утворенні комплексів приймає участь молекулярний йод, а не йодид – йони.

Хід роботи. в одну пробірку поміщають 2 мл розчину крохмалю, в іншу - 2 мл розчину глікогену. Потім в дві пробірки додають по 1-2 краплі розчину Люголя. Вміст пробірок перемішують і спостерігають утворення синього забарвлення в пробірці з крохмалем, і червоно-бурого - з глікогеном. Потім з кожної пробірки по 1 мл рідини переносять в дві інші пробірки, в які добавляють по 1 мл розчину натрій гідроксиду. Спостерігають знебарвлення в кожній пробірці. Суміші, які залишилися в пробірках, де спочатку було забарвлення, нагрівають на водяній бані. Спостерігають зникнення забарвлення, яке знову з'являється при охолодженні.

4.2. Гідроліз крохмалю

При нагріванні розчину крохмалю з мінеральними кислотами відбувається гідроліз з утворенням глюкози, яку можна виявити якісними реакціями на моносахариди, зокрема, реакцією Громмера.

Хід роботи: в дві пробірки поміщають по 5 мл розчину крохмалю. В одну з них додають також 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти і кип'ятять на водяній бані 10 хв. Друга пробірка контрольна. Потім в дві пробірки приливають по 2 мл 15%-го розчину натрій гідроксиду, і по 5 крапель розчину купрум сульфату і нагрівають (проводять реакцію Громмера). В пробірці де проводили гідроліз крохмалю хлоридною кислотою при нагріванні, спостерігають утворення червоного осаду купрум(І) оксиду (реакція Громмера позитивна), а в контрольній пробірці такий осад не утворюється (реакція Громмера негативна).

Питання для самоконтролю

1. Які органічні речовини називають вуглеводами? Як здійснюється їх біосинтез? Яке значення вуглеводів?
2. Як класифікуються вуглеводи? Напишіть структурні формули найголовніших представників вуглеводів різних груп.
3. Наведіть загальну характеристику головних фізичних властивостей моносахаридів.
4. Охарактеризуйте хімічні властивості моносахаридів за карбонільними і спиртовими групами. Наведіть необхідні для пояснення цих властивостей рівняння хімічних реакцій.
5. Чому моносахариди володіють відновними властивостями? Яке значення цих властивостей у хімічному аналізі і деяких технологічних процесах?
6. Напишіть структурні формули відомих вам пентоз і гексоз. Яке значення має кожен з цих моносахаридів?
7. Які речовини називаються глікозидами? Яка їх будова? Поширення в природі і застосування в медицині і ветеринарії?
8. Що таке бродіння моносахаридів? Назвіть найголовніші види бродіння моносахаридів, наведіть хімічні реакції бродіння і покажіть, які речовини при цьому утворюються.
9. Напишіть структурні формули відомих вам дисахаридів, дайте їм коротку характеристику як вуглеводам, продуктам харчування і сировини для промисловості.

10. Які вуглеводи називаються полісахаридами? Як вони класифікуються? Дайте коротку характеристику головних гомо- і гетерополісахаридів.

11. Що таке крохмаль? Де він зустрічається? З яких полісахаридів складається крохмаль? Напишіть структурні формули цих полісахаридів.

12. Що таке глікоген? Яка його будова? Які фізичні і хімічні властивості? Яке значення глікогену?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

ВЛАСТИВОСТІ БІЛКІВ

Теоретична частина

Білки – високомолекулярні органічні сполуки, що побудовані із залишків α - амінокислот, які з'єднані між собою пептидними зв'язками в довгі поліпептидні ланцюги, прямі і закручені. Вони становлять структурну та функціональну основу кожного живого організму, оскільки з їх діяльністю пов'язано існування живої матерії.

В організмі білки виконують життєво важливі функції: структурну, захисну, каталітичну, транспортну, енергетичну, регуляторну, спадкову тощо. З діяльністю білків пов'язано живлення, подразливість, скорочення, ріст, розвиток, розмноження, регуляція свого хімічного складу та функцій, пристосування до зовнішнього середовища і смерть, тобто всі прояви життя. Білки – необхідний продукт харчування людини (в середньому раціон повинен містити щоденно 80-400 г/добу), є сировиною для харчової, легкої та хімічної промисловості.

Білки складають 45-50% сухої маси живого організму. Це і було причиною їх першої наукової назви – «протеїн» (грец. *Protos* – перший, найважливіший). Для білків характерний постійний елементарний склад. Так, білкова молекула містить: Карбону – 50,6-54,5%, Оксигену – 21,0-23,5%, Нітрогену – 15-19%, Гідрогену – 6,5-7,5%, Сульфору – 0,3-2,5%, Фосфору – 0,0-2,0%, Феруму – 0,0-0,4% тощо.

Рівні структурної організації білкової молекули

Розрізняють чотири рівні структурної організації білкової молекули – первинний, вторинний, третинний і четвертинний. Первинна структура молекули білка визначається кількістю та послідовністю амінокислотних залишків у ній, які з'єднані між собою пептидними зв'язками.

Складніша первинна структура білкової молекули наведена нижче. В схемі бокові групи показано літерою R . Такими групами можуть бути бокові відгалуження самих амінокислот, пептидів і поліпептидів:



Вторинна структура молекули білка формується за рахунок водневого зв'язку ланцюга між групами $-NH-$ і $-CO-$ даного поліпептидного ланцюга, що приводить до упорядкованого розміщення в просторі поліпептидного ланцюга у вигляді спіральної або складчастої структури.

Третинна структура молекули білка утворюється внаслідок взаємодії між боковими відгалуженнями поліпептидних ланцюгів. Це призводить до формування водневих, дисульфідних, йонних (сольових), вандерваальсових та інших зв'язків. Поліпептидні ланцюги згортаються в певному порядку, що приводить до утворення просторової конфігурації білкової молекули.

Четвертинна структура білкової молекули є асоціацією (сполукою) декількох субодиниць поліпептидної природи, що мають власну первинну, вторинну і третинну структури, або глобул, що з'єднані у єдину складну молекулу. Такі субодиниці називають протомерами, а їх комплекс – мультимером.

Фізичні та хімічні властивості білків

Більшість білків – тверді аморфні та кристалічні речовини. Деякі з них зберігають природну форму (наприклад, кератин вовни). Окремі білки мають консистенцію в'язких рідин (наприклад, альбуміни і глобуліни сироватки крові). Більшість білків добре розчиняється у воді і утворює колоїдні розчини, вони розчиняються в лужних і кислих розчинах.

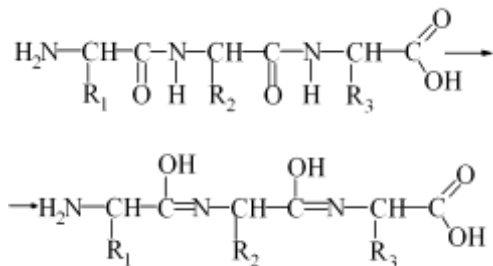
За формулою молекул білки поділяють на фібрилярні (ниткоподібні) і глобулярні (кулясті). Представником перших може бути фіброїн шовку, других – альбумін сироватки крові. Є і перехідні форми, тобто молекула білка змінює форму залежно від функціонального стану органу та організму (наприклад, актоміозин м'язевої тканини).

Білки – високомолекулярні сполуки, їх молекулярна маса коливається у діапазоні від кількох тисяч (наприклад, інсулін – 5700) до сотень мільйонів (білок вірусу грипу – 322 млн.). Розчини білків оптично активні – вони обертають площину поляризації ліворуч.

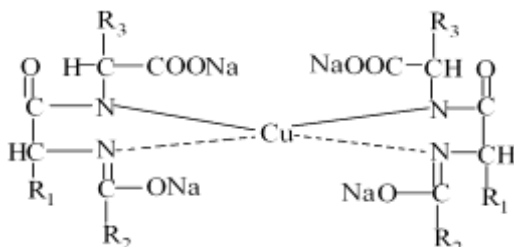
Біуретова реакція на виявлення пептидних зв'язків в білках

Білки (поліпептиди) в лужному розчині у присутності купрум(II) сульфату утворюють комплексні сполуки купруму, що мають синьо-фіолетове забарвлення, інтенсивність якого залежить від кількості пептидних зв'язків в молекулі білка.

Спочатку пептидні групи поліпептиду зазначають в лужному середовищі енолізацію:



Фенольна форма поліпептиду взаємодіє з купрум(II) гідроксидом утворюючи забарвлений у синьо-фіолетовий колір комплекс:



Продукти неповного гідролізу білка (пептиди) дають червоне або рожеве забарвлення у біуретовій реакції.

Класифікація білків

Відомо близько 3000 індивідуальних білків, їх поділяють на прості білки, або протеїни, та складні білки, або протеїди. Молекули протеїнів внаслідок гідролізу розщеплюються переважно до α -амінокислот, протеїдів – на простий білок, який, в свою чергу, – до α -амінокислот, і простетичну (небілкову групу). Протеїни і протеїди поділяють на підгрупи залежно від властивостей, будови молекули та біологічного значення. Група протеїнів включає такі підгрупи.

Альбуміни (лат. *albumen, albumis* – білок) – прості білки, що містяться в крові, лікворі, зерні рослин та мікроорганізмах. До них відносяться лактоальбумін (білок молока), сироватковий альбумін (білок сироватки крові), леугемелін гороху, лейкози пшениці.

Глобуліни (лат. *globules* – кулька) – прості білки, молекули яких мають кулясту форму. Розрізняють сироваткові, молочні, яєчні глобуліни. До них відносяться міозин, тиреоглобулін, нейроглобулін, нейростромін, едестин коноплі, гліцинін сої, фазеолін квасолі. Глобуліни складають близько 90% білків, які екстрагуються з тканин.

Гістони (грец. *histos* – тканина) – прості білки основного характеру, що містяться переважно в ядрах клітин людини, тварин і рослин. Гістони стабілізують вторинну структуру ДНК, беруть участь у регуляції біосинтезу ДНК і РНК.

Глутеліни (лат. *gluten* – клей) – прості рослинні білки (глутеїн пшениці, жита, кукурудзи, вівса, оризенін пшениці). Разом з проламінами утворюють клейковину борошна.

Гемоглобін – червоний ферумвмісний білок еритроцитів. До складу молекули гемоглобіну входять чотири субодиниці, кожна з яких складається з молекули простого білка глобіну і простетичної групи гема. Гемоглобін у складі еритроцитів транспортує кисень від легень до тканин і клітин всього організму, а вуглекислоти – до легень.

Глікопротеїди – складні білки, молекули яких при гідролізі розщеплюються на простий білок і вуглеводну простетичну групу (її частина в загальній масі – близько 80%). Містяться у всіх органах і тканинах людини і тварин, а також рослин. Простетичні групи в складі молекули глікопротеїду забезпечують конформацію, найвигідніше розміщення в клітині, транспортування, захист від протеолізу і імунні властивості. До таких білків відносяться білки крові (церулоплазмін, трансферин, фібриноген, імуноглобуліни тощо), білки секретів слизових залоз (муцини), опірних органів і тканин (мукоїди), деякі ферменти (панкреатична РНКаз), гормони (еритропоєтин, тиреотропін), структурні білки клітинних мембран. Останні беруть участь у йонному обміні, імунних реакціях, міжклітинній адгезії тощо.

Еластин (грец. *elastikos* – гнучкий, пружний, розтяжний) – опірний білок сполучної тканини (зв'язки, сухожилля, судини тощо), не розчиняється у воді. Молекулярна маса досягає 10000.

Казеїн утворюється з казеїногену молока після відщеплення при згортанні молекули білка пептиду. Казеїн – важлива поживна речовина для харчування людини і годівлі тварин (особливо молодняку), сировина для одержання пластиків, фарб, клеїв тощо.

Кератини (грец. *keras* - *keratus* – ріг) – прості білки, похідні шкіри (вовни, волосся, рогів, копит, копитець, пір'я тощо), не розчинні у воді, лугах та кислотах.

Колагени (грец. *kolla* – клей і *genes* – народження) – фібрилярний білок, що становить третину всіх білків тваринного організму. При кип'ятінні колагену утворюється желатин.

Желатин застосовують у харчовій промисловості, при виготовленні фотографічних матеріалів, як живильне середовище для мікроорганізмів.

Ліпопротеїди – складні білки, молекули яких при гідролізі розщеплюються на прості білки і ліпіди. Ліпопротеїди – структурна основа біологічних мембран. Деяка кількість ліпопротеїдів у вільному стані є в крові.

Міоглобін – червоний ферумвмісний пігмент. Молекула складається із однієї групи гема та однієї молекули глобіну. Міоглобін депонує у м'язевій тканині кисень і передає його відповідним ферментним системам. У м'язах наземних тварин приблизно 10% всього кисню зв'язано з міоглобіном, у людини – 14%, а у морських тварин (дельфіна) – до 40%. Молекулярна маса міоглобіну – 17000. Він переносить до органів, тканин і клітин кисень і забирає вуглекислоту.

Складні білки, або протеїди, поділяють на такі підгрупи. **Нуклеопротейди** – складні білки, молекули яких при гідролізі (ферментативному або кислому) розщеплюються до простих білків (гістонів і протамінів, зрідка – альбумінів і гістонів) і нуклеїнових кислот (ДНК і РНК).

Розрізняють дезоксирибонуклеопротейди (ДНП) і рибонуклеопротейди (РНП). За функціональним значенням ДНП відповідає за збереження і передачу спадкової інформації, РНП – за біосинтез білка.

Пепсин – фермент шлункового соку. Пепсин гідролізує більшість внутрішніх пептидних зв'язків у молекулах білків і пептидів.

Протаміни – прості білки основного характеру, складова частина молекул нуклеопротейдів. Значна кількість протамінів міститься в багатьох органах людини і тварин. До них відноситься сальмін лосося, глупеїн оселедця, стурін осетра, галін курей.

Протаміни – прості білки рослинного походження з високим вмістом проліну і амінного Нітрогену. До них відносяться гліадин пшениці, гордеїн ячменю, зеїн кукурудзи, аверин вівса, оризин рису, каферин сорго. У зерні пшениці

гліадин і глютеїн становлять основу клейковини, що зумовлює хлібопекарські якості борошна.

Протеїноїди, або **склеропротеїни** (грец. *sclerosis* – затвердіння) – прості білки, що виконують опорні функції у тваринному організмі.

Фіброїн (лат. *fibra* – волокно) – простий білок шовкової нитки, що виробляється шовковидільними залозами шовкопряда.

Фосфопротеїди – складні білки, молекула яких при гідролізі розщеплюється до молекули простого білка і ортофосфатної кислоти H_3PO_4 .

Типовим представником підгрупи є казеїн молока (молоко корови містить казеїну в середньому 3,2%, кози – 3,8%, вівці – 5,1%) і пепсин шлункового соку.

Хромопротеїди (грец. *chroma* – колір, забарвлення + протеїд) – складні білки, молекули яких при гідролізі розщеплюються на забарвлені простетичні групи та простий білок. Найбільше значення у житті людини і тварин належить двом хромопротеїдам – гемоглобіну і міоглобіну, для рослин – хлорофіл.

Хлорофіл – зелений магнійвмісний білок. Є два типи хлорофілу: α -хлорофіл $C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$ і β – $C_{55}H_{70}O_6N_4Mg$. В основі лежить протопорфірин, який зв'язаний двома основними і двома допоміжними валентними зв'язками з магнієм. Хлорофіл є складним естером двохосновної кислоти та двох спиртів – метанолу та фітолу. Хлорофіл відіграє важливу роль в процесах фотосинтезу зелених рослин.

Експериментальна частина

1. Виділення і визначення вмісту складних білків

Глюкопротеїди містять в якості простетичної групи вуглеводний компонент. Реакції визначення глюкопротеїдів засновані на визначенні їх вуглеводного компоненту, які здатні утворювати забарвлені продукти конденсації. Одним із глюкопротеїдів є овомукоїд, що входить в склад яєчного білку. Вуглеводневий компонент цього білка можна виявити по

кольоровій реакції при нагріванні вареного яєчного білка з концентрованою хлоридною кислотою - виникає фіолетове забарвлення. Другим методом виявлення вуглеводного компоненту глюкопротейдів є реакція Подобедова. Фурфурол, що утворився при взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з вуглеводом білка, в реакції з α -нафтолом дає сполучення синього кольору, з тимолом - червоного.

Хід роботи: в пробірку вносять шматок вареного яєчного білка і 3 мл концентрованої HCl . Вміст пробірки обережно нагрівають в полум'ї пальника не доводячи до кипіння. Білок, а потім рідина набувають фіолетового забарвлення. В дві пробірки вносять по 1 мл 1%-ного розчину яєчного білка. Потім в першу додають 2-3 краплі 0,1%-ного розчину α -нафтолу, в другу - стільки ж 1%-ного розчину тимолу. Вміст пробірок ретельно перемішують, обережно по стінкам доливають по 0,5 мл концентрованої H_2SO_4 і дають постояти. На границі поділу двох рідин в пробірці з α -нафтолом спостерігається фіолетове, а в пробірці з тимолом - червоне кільця.

2. Біуретова реакція на виявлення пептидних зв'язків в білках

Білки (поліпептиди) в лужному розчині у присутності купрум(II) сульфату утворюють комплексні сполуки купруму, що мають синьо-фіолетове забарвлення, інтенсивність якого залежить від кількості пептидних зв'язків в молекулі білка.

Хід роботи: до 3 мл розчину яєчного білка додають 1 мл розчину натрій гідроксиду, 1-2 краплі розчину купрум(II) сульфату і перемішують. Вміст пробірки набуває червоно-фіолетового забарвлення.

3. Осадження білків (денатурація білків)

3.1. Осадження білків при нагріванні

Хід роботи: В пробірку вносять 2 мл розчину яєчного білка і нагрівають на киплячій водяній бані. Спостерігають утворення осаду (згортання білка).

Порівняти пробірку з вихідним розчином білка.

3.2. Осадження білків мінеральними кислотами

Хід роботи: В дві пробірки вносять по 3 мл розчину яєчного білка. В першу пробірку по стінках пробірки вносять 3 мл концентрованої нітратної кислоти, перемішують. В другу пробірку обережно вносять 2-3 краплі концентрованої сульфатної кислоти, перемішують. В обох пробірках спостерігають зміни. В першій пробірці на границі поділу двох розчинів спостерігається утворення осаду у вигляді білкового кільця. В другій пробірці утворення білого осаду, який при надлишку сульфатної кислоти розчиняється.

Питання для самоконтролю

1. Які органічні речовини називають білками? Яка їх біологічна роль?
2. Наведіть коротку характеристику фізико-хімічних властивостей білків.
3. Якими зв'язками сполучені між собою залишки амінокислот у молекулі білка? Наведіть приклади.
4. Які існують рівні структурної організації молекули білка? Як вони здійснюються? Наведіть приклади.
5. Як класифікують білки? Наведіть приклади головних груп і підгруп білків.
6. Які прості білки входять до складу органів, тканин і клітин тваринного організму? Які їх властивості і значення?
7. Яка різниця між хромопротеїдами і нуклеопроотеїдами? Наведіть приклади і структурні формули окремих сполук, що входять до складу їх молекул.
8. Які білки у організмі людини і тварин виконують імунні функції? Наведіть приклади.
9. Дайте коротку характеристику головних представників складних білків, що входять до складу тваринних організмів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

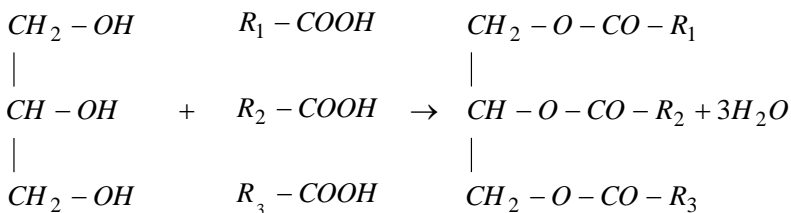
ВЛАСТИВОСТІ ЖИРІВ

Теоретична частина

Ліпіди (грец. *lipos* – жир) – це жири і жироподібні речовини, які відносяться до біологічно важливих сполук, що входять до складу кожної клітини живого організму. Як правило, більшість ліпідів є похідними вищих жирних кислот (ВЖК), вищих жирних спиртів (ВЖС) або альдегідів. Ліпіди є компонентами біологічних мембран, джерелом хімічної енергії і виконують захисні функції.

Більшість ліпідів за будовою своїх молекул – естери. Розрізняють прості і складні ліпіди. Молекули простих ліпідів утворені залишками ВЖК (або альдегідів) і спиртів. До таких ліпідів відносяться нейтральні жири (тригліцериди), діольні ліпіди, воски. Молекули складних ліпідів утворюються залишками молекул ВЖК, спиртів (часто ВЖС), неорганічних кислот (найчастіше H_2SO_4 і H_3PO_4), нітрогенвмісних основ (холін, коламін) і моносахаридів (галактози, глюкози тощо). До складних ліпідів відносяться фосфатиди (фосфоліпіди), гліколіпіди і сфінголіпіди та близькі до них хімічні сполуки, зокрема ВЖК, простагландини, деякі жиророзчинні вітаміни тощо.

Прості або нейтральні жири – суміш тригліцеридів, молекули яких утворені трьохатомним спиртом гліцирином і ВЖК:



Жири – цінні поживні продукти харчування. Наприклад, свинина містить у середньому 21,5-37,3% жирів, м'ясо курей – 6,8-13,7%, коров'яче молоко – 3,6%. При розщепленні 100 г

жиру в організмі людини або тварин утворюється 107,1 г води. При окисненні в організмі 1 г жиру утворюється 9,3 ккал (1 г вуглеводів – 4,3, а білків – 4,1 ккал). Жири – розчинники в організмі багатьох вітамінів (A, D, E, K, F, Q). Вони беруть участь у терморегуляції живого організму і виконують захисні функції, охороняючи внутрішні органи від механічних пошкоджень. Фізичні властивості жирів приведені в таблиці 9.

Таблиця 9

Фізичні і хімічні константи деяких жирів

Константа	Воловий жир	Баранячий жир	Свинячий жир
Густина при 15 ⁰ C, г/см ³	0,923-0,933	0,932-0,0981	0,931-0,938
Температура плавлення, ⁰ C	42-52	44-55	36-46
Коефіцієнт рефракції при 40 ⁰ C	27-38	32-45	26-32
Число омилення	1,4510-1,4583	1,4566-1,4583	1,4536
Число Рейхарда-Мейсля	130-200	192-198	193-200
Йодне число	32-47	31-40	46-56
Кислотне число	0,1-0,6	0,1-0,2	0,3-0,9

Воски – група ліпідів, молекули яких утворюються деякими вищими спиртами (переважно жирного і рідше циклічного рядів) і ВЖК. Розрізняють воски тваринного (бджолиний віск, спермацет, ланолін), рослинного (карнаубський), викопного (озокерит) та мікробного походження. Кожен з них має індивідуальні властивості й ряд спільних ознак, що дозволяє об'єднувати їх в дану групу хімічних сполук.

Фосфатиди або **фосфоліпіди** – естери, молекули яких утворені залишками спиртів (гліцерину, інозиту, сфінгозину), ВЖК (насиченими і ненасиченими), ортофосфатної кислоти і

нітрогенвмісних основ. Разом з білками складають хімічну основу біомембран клітин.

Молекула фосфатиду складається з гідрофільної (полярної) і гідрофобної (неполярної) частин (рис. 1). Гідрофільна „голова” має негативний заряд фосфату і позитивний – Нітрогену, і є перманганатним диполем (цвітер-йоном). Гідрофобний „хвіст” складається з довгих ланцюгів залишків ВЖК. Це обумовлює поверхнево-активні властивості ліпиду, дає можливість формувати плівкові структури в моношарі на кордоні поділу фаз, взаємодіяти з різними (полярними і неполярними) сполуками, активно брати участь у багатьох реакціях ана- і катаболізму клітини. Фосфатидами багаті нервова тканина (26-30% сухої маси), печінка (до 16%) та інші органи.

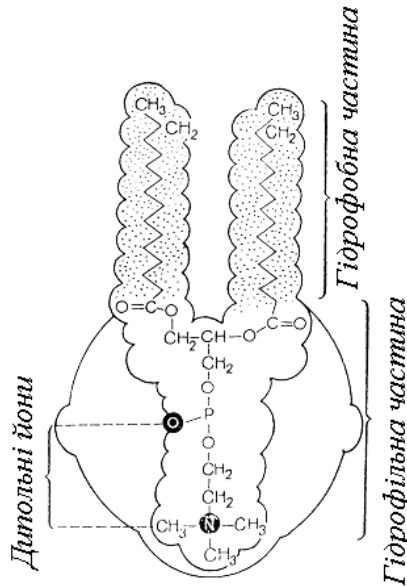
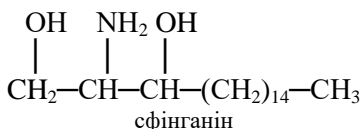
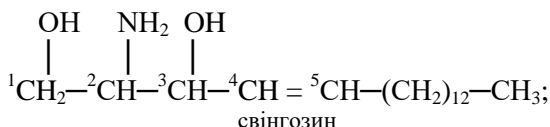


Рис. 1. Схема будови фосфатиду

Гліколіпіди – складні ліпіди, молекули яких побудовані з ліпідного і вуглеводного фрагментів, що з’єднані між собою ковалентним зв’язком. Розрізняють такі групи гліколіпідів: 1) глікофінголіпіди; 2) глікозилдигліцерида; 3) глікозида жирних

гідроксикислот; 4) естери жирних кислот і цукрів; 5) фосфовмісні гліколіпіди – глікозиди фосфогліцеридів і фосфоефінголіпідів. Останні три групи знаходяться тільки у бактеріях, деякі з них дуже токсичні. Гліколіпіди – складові частини біомембран клітин, з окремими з них пов'язане явище імунітету, деякі – беруть участь у процесах міжклітинної адгезії тощо.

Другою важливою групою ліпідів мембранного походження є **сфінгофосфоліпіди**. Вони утворені на основі сфінгозину з 18 атомами Карбону або його насиченого аналога – сфінганіну:



Сфінгофосфоліпіди є важливими компонентами клітинних мембран і беруть участь в обмінних реакціях.

Ліпіди характеризуються фізико-хімічними властивостями і аналітичними числами, такими як кислотне, йодне та число омилення.

Кислотне число (КЧ) – це число міліграмів КОН, необхідне для нейтралізації вільних жирних кислот, які містяться в 1 г жиру, і визначається:

$$KЧ = \frac{V_1 \cdot K \cdot C_H \cdot Q}{a},$$

де Q = 5,61 мг – кількість КОН еквівалентна 1 мг жиру; V₁ – об'єм (КОН), який витрачається на титрування проби, мл; K – поправочний коефіцієнт до нормальності КОН; C_H – нормальність розчину КОН (0,1 н); a – наважка жиру, г.

Природні жири нейтральні, але в процесі гідролізу або окиснення утворюють вільні кислоти, які впливають на властивості жирів.

Йодне число – це число грамів йоду, яке може приєднатись в результаті реакції до подвійних зв'язків в розрахунку на 100 г жиру. Для визначення цього числа використовують розчини хлориду йоду або IBr. Йодне число є мірою ненасиченості кислот в жирах:

$$ЙЧ = \frac{(V_1 - V_2) \cdot K \cdot C_H \cdot Q}{a},$$

де Q = 12,69 мг – кількість I₂ еквівалентна 1 мг Na₂S₂O₃; V₁ і V₂ – об'єми Na₂S₂O₃, витрачені на титрування контрольної та дослідної проби, мл; K – поправочний коефіцієнт до нормальності Na₂S₂O₃; C_H – нормальність Na₂S₂O₃ (0,5 н); а – наважка жиру, г.

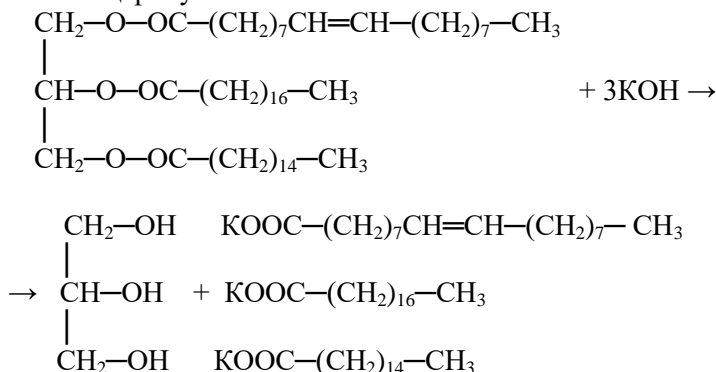
Число омилення (ЧО) – це число мг КОН, яке витрачається на омилення 1 г жиру при кип'ятінні з надлишком спиртового розчину КОН:

$$ЧО = \frac{(V_1 - V_2) \cdot K \cdot C_H}{a},$$

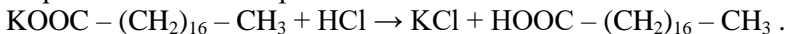
де V₁, V₂ – об'єми НСl, які витрачені на титрування контрольної та дослідної проби, мл; K – поправочний коефіцієнт до нормальності НСl; C_H – нормальність НСl (0,5 н); а – наважка жиру, г.

Високе число омилення вказує на присутність кислот з меншим числом Карбону, а мале ЧО – на присутність високомолекулярних кислот.

Жири під впливом лугів гідролізуються з утворенням мила і гліцерилу:



При додаванні до мила концентрованої хлоридної кислоти утворюються вільні жирні кислоти:



Кислотністю жиру або кислотним числом називається число міліграмів їдкого калію, необхідного для нейтралізації вільних жирних кислот, які містяться в 1 г жиру.

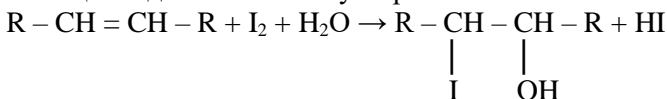
Кількість КОН, мг, або кількісне число (КЧ), яке пішло на титрування вільних жирних кислот в 1 г жиру, дорівнює:

$$\text{КЧ} = \text{AfQ/a},$$

де А – об'єм розчину КОН (0,1 моль/л), що витрачається на титрування досліджуваної проби; а – наважка жиру (г); f – коефіцієнт поправки на титр розчину КОН (0,1 моль/л); Q – кількість КОН (5,61 мг) еквівалентне 1 мл розчину КОН (0,1 моль/л).

Йодним числом називають кількість г йоду, яке прореагувало зі 100 г жиру. Це число вказує на вміст жиру ненасичених жирних кислот.

Визначення йодного числа полягає на реакції приєднання йоду по місцю подвійного зв'язку за рівнянням:

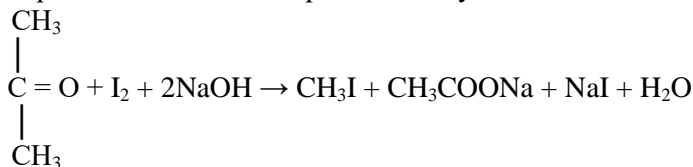


Йодне число розраховують за формулою:

$$\text{ЙЧ} = (\text{B} - \text{A})\text{fQ} \cdot 100/(\text{a} \cdot 1000),$$

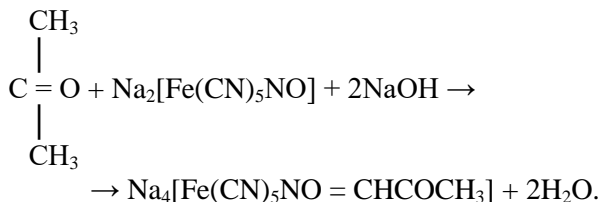
де В - А – різниця результатів титрування контрольного і досліджуваного зразків розчином гіпосульфіту, мл; а – наважка досліджуваного жиру, г; f – коефіцієнт поправки на титр розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; Q – кількість I_2 (12,69 мг) еквівалентне 1 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,05 моль/л).

При додаванні розчину йоду і луку до сечі, яка містить ацетон, розчин мутніє і випадає осад йодоформу, який має характерний запах. Реакція протікає наступним чином:



Ця реакція не є специфічною для ацетону, оскільки при взаємодії йоду з ацетальдегідом і етанолом також утворюється йодоформ.

При взаємодії ацетону і ацетоацетатної кислоти з нітропрусидом натрію в лужному середовищі утворюється комплексна сполука, забарвлена в оранжево-червоний колір:



При добавленні до реакційної суміші концентрованої ацетатної кислоти утворюється сполука, забарвлена в темно-червоний колір:



Реакція не є специфічною для ацетону і ацетоацетатної кислоти, оскільки креатин сечі, також реагує з нітропрусидом і дає аналогічне забарвлення, але в цьому випадку при додаванні концентрованої ацетатної кислоти розчин не забарвлюється в темно-червоний колір.

Експериментальна частина

1. Розчинність ліпідів і утворення емульсій

Характерною властивістю жирів є їх добра розчинність в багатьох органічних розчинниках (ацетон, хлороформ, діетиловий ефір тощо) і нерозчинність у воді. При змішуванні жирів з водою утворюються емульсії стійкість яких залежить від середовища, в якому вона утворюється. Присутність у воді речовин – емульгаторів (мила, жовчні кислоти, карбонати) робить емульсії більш стійкими. Утворення емульсій обумовлено тим, що в поверхневий водяний шар, який оточує жирові крапельки, направляються поверхнево-активні частинки

жовчних кислот, мила, карбонатів і охоплюють крапельки жиру, перешкоджаючи їх злиттю.

Хід роботи: в чотири пробірки поміщують по 0,2–0,3 мл рослинні олії, потім в першу додають 5 мл води, в другу – 5 мл спирту, в третю – 5 мл бензолу, в четверту – 5 мл хлороформу.

Вміст всіх пробірок енергійно струшують. В першій пробірці олія і вода швидко розділюються на два шари, в другій – утворюється каламутний розчин в разі недостатнього розчинення олії в спирті, в третій і четвертій утворюється безбарвні розчини. В дві пробірки поміщають декілька крапель олії. В одну з них додають 2 мл води, в другу – 2 мл розчину Na_2CO_3 . Вміст пробірок інтенсивно струшують і спостерігають утворення емульсії. Відмічають різницю стійкості емульсій в двох пробірках.

2. Виявлення ненасиченості ліпідів

Жири рослинного походження містять велику кількість залишків ненасичених жирних кислот, ніж жири тваринного походження. Різна сутність невизначеності ліпідів може бути виявлена на прикладі насичення бромом вершкового масла і соняшникової олії.

Хід роботи: в одну пробірку вносять 1 мл розчину соняшникової олії в хлороформі, а в другу – 1 мл розчину вершкового масла в хлороформі. Потім в кожен пробірку вливають по краплям бромну воду до покращення безколірності розчинів. Фіксують кількість бромної води, доданої в кожен пробірку.

3. Омилення жиру

Жири під впливом лугів гідролізуються з утворенням мила і гліцеролу.

Хід роботи: в колбу приливають 1 мл рослинної олії, додають 20 мл спиртового розчину $\text{KOH}(\text{NaOH})$, вміст перемішують і кип'ячать протягом 60 хвилин на водяній бані. Після омилення розчин доводять до об'єму 20 мл

дистильованою водою, і таким чином отримують розчин калійного мила (калійні солі жирних кислот).

4. Утворення вільних жирних кислот

При додаванні до мила концентрованої хлоридної кислоти утворюються вільні жирні кислоти.

Хід роботи: в пробірку з 2 мл розчину калійного мила додавають 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти. Утворені жирні кислоти нерозчинні у воді будуть збиратися у верхній частині розчину.

5. Визначення кислотного числа жиру

Принцип методу: кислотністю жиру або кислотним числом називається число міліграмів їдкого калію, необхідного для нейтралізації вільних жирних кислот, які містяться в 1 г жиру.

Хід роботи: до 1 г жиру додавають 5 мл спирту, нейтралізованого по фенолфталеїну, перемішують для максимального розчинення вільних жирних кислот і титрують розчином КОН до появи незникаючого після перемішування рожевого забарвлення.

Кількість КОН, мг, або кількісне число (КЧ), яке пішло на титрування вільних жирних кислот в 1 г жиру, дорівнює:

$$KЧ = AfQ/a,$$

де А – об'єм розчину КОН (0,1 моль/л), що витрачається на титрування досліджуваної проби; а – наважка жиру (г); f – коефіцієнт поправки на титр розчину КОН (0,1 моль/л); Q – кількість КОН (5,61 мг) еквівалентне 1 мл розчину КОН (0,1 моль/л).

6. Визначення йодного числа жиру

Хід роботи: в першу колбу поміщають наважку жиру 0,1–0,2 г, в другу, контрольну, 0,1 0,2 мг води і додають по 10 мл спиртового розчину йоду і перемішують. Через 15 хвилин вміст колби відтитровують розчином $Na_2S_2O_3$ спочатку до появи слабожовтого забарвлення, а потім прибавити 1 мл розчину крохмалю і титрувати до зникнення синього забарвлення.

Йодне число розраховують за формулою:

$$ЙЧ = (B - A) \cdot fQ \cdot 100 / (a \cdot 1000),$$

де B–A – різниця результатів титрування контрольного і досліджуваного зразків розчином гіпосульфиту, мл; a – наважка досліджуваного жиру, г; f – коефіцієнт поправки на титр розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; Q – кількість I_2 (12,69 мг) еквівалентне 1 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,05 моль/л).

Питання для самоконтролю

1. У яких у тварин у тканинах виявлено холестерин?
2. Яка частини організму людини синтезує холестерин?
3. Охарактеризуйте фізіологічну роль холестерину.
4. До якого класу органічних речовин відносяться стерини та їх похідні.
5. Вкажіть жиророзчинні пігменти.
6. Які перетворення відбуваються у ліпідному комплексі при приготуванні продуктів харчування.
7. Вкажіть фактори, які впливають на швидкість процесів, що відбуваються у жирах при зберіганні.
8. На які групи поділяються ліпіди за хімічним складом та фізико-хімічними властивостями.
9. Які ненасичені жирні кислоти не синтезуються в організмі людини і тварин.
10. Яка група ліпідів є жирами і маслами.
11. Вкажіть складні гліколіпіди.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8 ВІТАМІНИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

Теоретична частина

Вітаміни – низькомолекулярні органічні сполуки різної хімічної природи, які є біорегуляторами процесів, що протікають у живому організмі. Основні функції вітамінів:

- забезпечення ферментативного каталізу;

- забезпечення нормального обміну речовин, підтримання гомеостазу;

- забезпечення біохімічних функцій організму.

Організм людини і тварини не синтезує вітаміни чи виробляє їх в недостатній кількості і тому вони повинні поступати з їжею в якості обов'язкових компонентів.

Потреби у вітамінах коливаються від декількох мікрограмів до декількох десятків міліграмів на день.

На відмінність від інших незамінних харчових речовин (незамінні амінокислоти, насичені незамінні жирні кислоти) вітаміни не служать пластичним матеріалом чи джерелом енергії. В обміні речовин вони переважно виступають як учасники біокаталіза (в якості коферменту) і регуляції окремих біохімічних і фізіологічних процесів.

Недостатнє вживання вітамінів неминуче приводить до порушення залежних від них ферментативних процесів і фізіологічних функцій.

За своєю функціональною роллю і механізмом дії вітаміни можуть бути розділені на три групи.

До першої багаточисельної групи входять вітаміни, які функціонують в якості коферментів, їх ще називають **ензимовітамінами**. До цієї групи відносять: тіамін (B_1 , коферментна форма тіаміндифосфат), рибофлавін (B_2 , входить до складу ФМН, ФАД), вітамін B_6 (піридоксальфосфат), вітамін B_{12} (коферментні форми – метилкобаламін; дезоксиаденозилкобаламін), фолієва кислота B_9 (тетрагідрофолат), пантотенова кислота B_3 (коензим А), ніацин B_5 (НАД і НАДФ), біотин і вітамін К.

До другої групи відносяться вітаміни – прогормони, активні форми яких мають гормональну активність. До них відносяться вітаміни А, гормональна форма якого є ретиноєва кислота, і вітамін Д, який функціонує як гормон в формі $1,25$ – діоксिवітаміна Д.

До третьої групи відносяться вітаміни антиоксиданти: аскорбінова кислота, вітамін Є, каротиноїди: β - каротин, лікопін, лютеїн тощо.

Така умовність класифікації пов'язана з поліфункціональним характером роду вітамінів.

Відсутність чи нестача в організмі вітамінів викликає хвороби недостатності: гіповітамінози (хвороби в результаті тривалої нестачі) і авітамінози (хвороби в результаті відсутності чи різко вираженого глибокого дефіциту вітамінів).

Нестачу одного вітаміну відносять до моногіповітамінозів, а декількох – полігіповітамінозів. При гіповітамінозах з'являється стомлюваність, втрата апетиту, роздратованість, нестійкість до хвороб, кровоточивість ясен. При авітамінозах з'являються хвороби, що визвані значним дефіцитом вітамінів (цинга, бері-бері, шершава шкіра).

Основні причини нестачі вітамінів в організмі людини:

- недостатнє їх поступання з їжею;
- пригніченість кишкової мікрофлори, яка продукує деякі вітаміни;
- порушення асиміляції вітамінів;
- підвищені потреби у вітамінах, пов'язані з особливостями фізіологічного стану організму чи інтенсивним фізичним навантаженням, особливими кліматичними умовами;
- природжені генетично обумовлені порушення обміну і функцій вітамінів.

При вживанні вітамінів у кількостях, які значно перевищують фізіологічні норми, можуть розвиватися гіпервітамінози. Це особливо характерно для жиророзчинних вітамінів.

Так як хімічна природа вітамінів була відкрита після встановлення їх біологічної ролі, їх умовно позначили буквами латинського алфавіту (А, В, С, Д тощо).

За розчинністю вітаміни можуть бути розділені на дві групи: водорозчинні і жиророзчинні. Одиниці виміру такі: міліграми ($1 \text{ мг} = 10^{-3} \text{ г}$); мікрограми ($1 \text{ мкг} = 0,01 \text{ мг} = 10^{-6} \text{ г}$) на 1 г продукту, або міліграми вітамінів на 100 г продукту, мікрограми вітамінів на 100 г продукту.

Вітаміноподібні сполуки

Поряд з вітамінами існують біологічно активні речовини, дефіцит яких не призводить до явно виражених порушень і які

за своїми функціями ближчі до незамінних нутрієнтів. Ці сполуки належать до вітаміноподібних сполук.

Незамінні харчові речовини з переважно пластичними функціями: холін, інозит (міоінозит, мезоінозит).

Біологічно активні речовини, що синтезуються в організмі: ліпоева кислота, оротова кислота, карнітин.

Фармакологічно активні речовини їжі: біофлавоноїди, вітаміни U, пангамова кислота (B15), індоли, кумарини, флавори.

Фактори росту мікроорганізмів: параамінобензойна кислота.

Холін – входить до складу фосфоліпідів (фосфотидхоліни). Бере участь у синтезі метіоніну, адреналіну, нуклеїнових кислот. При авітамінізії відбувається жирове переродження печінки, крововиливи у внутрішніх органах.

Біофлавоноїди – гесперидин, катехін, рутин. Це група речовин які укріплюють, підтримують еластичність стін капілярів, зменшуюються їх проникливість.

Гесперидин – глікозид, що складається з глюкози і рамнози, міститься у цедрі лимону.

Катехіни містяться у листах чаю, бобів, какао, винограді. Представники катехінів – рутин і епікатехін.

Рутин – глікозид, що складається із кварцетина, глюкози і рамнози, часто використовується сумісно з вітаміном С, який оберігає його від окиснення.

Експериментальна частина

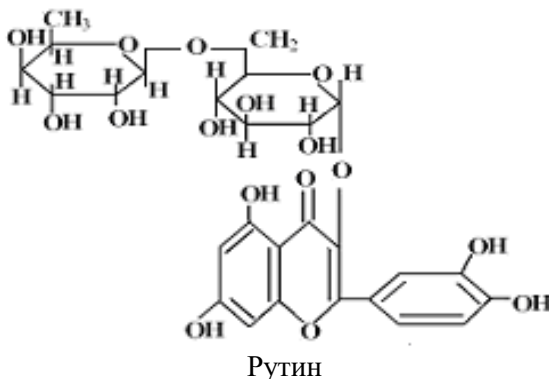
1. Реакція відновлення рибофлавіну (вітамін B₂)

Принцип методу: вуглевод, який утворюється при додаванні металевого цинку до HCl_{конц.} відновлює жовтий рибофлавін спочатку в родофлавін червоного кольору, а потім у безбарвний лейкофлавін.

КМnO₄ видаляють додаванням 4-5 крапель розчину H₂O₂ і добавляють 0,005 моль/л розчину NaOH до pH=4,0-4,5. При ультрафіолетовому випромінюванні хромової кислоти в лужному середовищі у флюороскопі спостерігається голуба флюоресценція.

4. Реакція на вітамін Р. Якісна реакція на рутин

Принцип методу: хлорид феруму(III) утворює з рутином комплексні сполуки зеленого кольору. H₂SO₄конц. утворює з флавонами розчини жовтого кольору. При кислому гідролізі рутину відновлюється молекула рутину, яка розпадається на глюкозу та роленозу, що володіють відновлювальними властивостями.



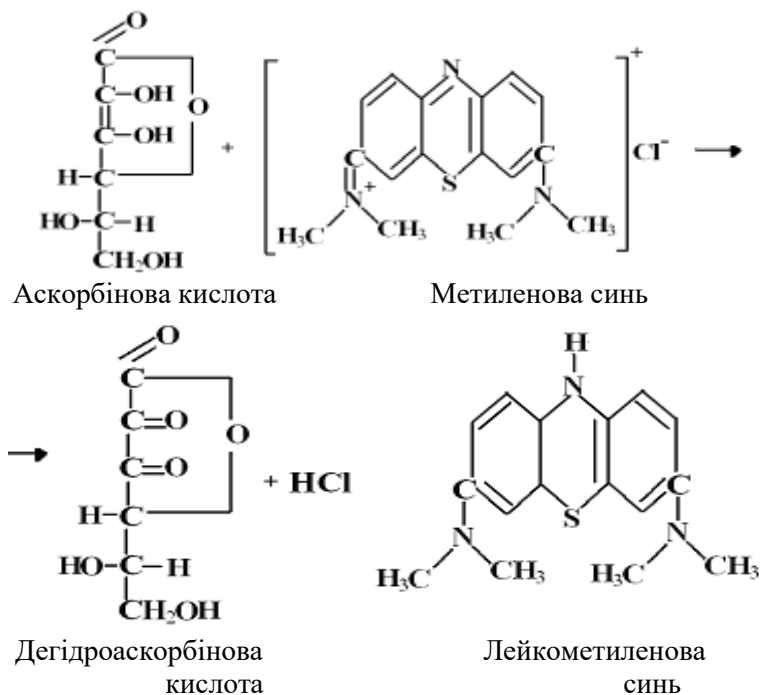
Хід роботи:

А. Реакція рутину з FeCl₃. До 2 мл насиченого розчину рутину додають декілька крапель FeCl₃. Спостерігається поява зеленого забарвлення.

Б. Реакція рутину з H₂SO₄конц. До 2 мл насиченого розчину рутину обережно по стінці пробірки приливають 1 мл H₂SO₄конц. На поверхні двох рідин виникає забарвлене у жовтий колір кільце.

5. Реакція з аскорбіною кислотою

Аскорбінова кислота здатна легко вступати в окисно-відновні реакції і здатна відновлювати калій гексаціаноферат.



Хід роботи:

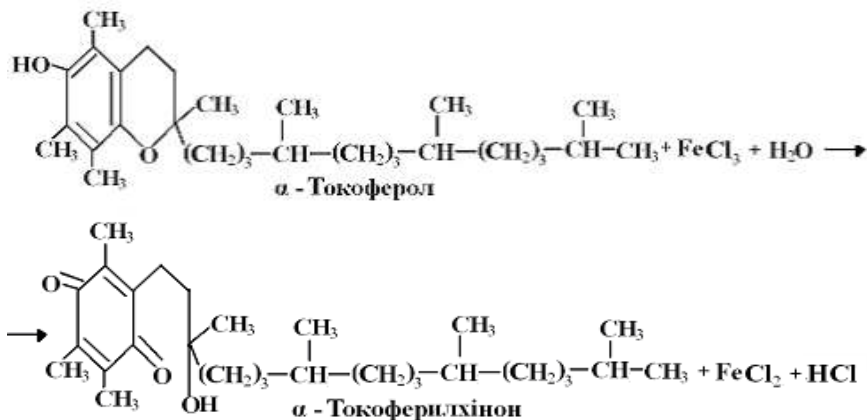
А. Реакція з метиленою синню. В дві пробірки вносять по 1 краплі розчину метиленої сині, в першу додають 5 крапель аскорбінової кислоти, в другу - 5 крапель H_2O , нагрівають до температури 37°C . Через деякий час в пробірці з аскорбіновою кислотою рідина знебарвлюється.

Б. Реакція з калій гексаціанофератом. До 1 мл розчину аскорбінової кислоти додають 1 мл $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ і 0,05 мл FeCl_3 , спостерігають утворення синьо-зеленого забарвлення.

6. Реакція з α токоферолом (вітамін Е)

Взаємодія α -токоферолу з HNO_3 конц. призводить до забарвлення реакційної суміші в червоний колір. Це обумовлено тим, що продукт окиснення α -токоферолу має хіноїдну структуру.

При взаємодії з FeCl_3 α -токоферол окиснюється до α -токоферилхінона, який має червоний колір.



Хід роботи:

А. Реакція з $\text{HNO}_{3\text{конц}}$. В суху пробірку вносять 5 крапель вітаміну Е і додають 1 мл $\text{HNO}_{3\text{конц}}$. Пробірки інтенсивно струшують і спостерігають появу червоного забарвлення.

Б. Реакція з FeCl_3 . В суху пробірку вносять спиртовий розчин α -токоферолу, потім 0,5 мл FeCl_3 і ретельно перемішують вміст пробірки, спостерігають появу червоного забарвлення.

Питання для самоконтролю

1. Вкажіть структурний елемент вітамінів тіаміну, біотину, ліпоєвої кислоти, який бере участь у тканинному диханні та енергетичному обміні.
2. Яка речовина, що стимулює процеси загального росту, бере участь у кровотворенні, а також у формуванні скелету.
3. Назвіть речовину, що бере участь у синтезі гемоглобіну, сприяє функції залоз внутрішньої секреції, у синтезі інсуліну.
4. Назвіть речовину, яка бере участь у синтезі вітаміна B_{12} .
5. Вітаміни – це речовини.....
6. В яких формах існує вітамін С у фруктах та овочах?

7. Яким чином змінюється вміст вітаміну С при зберіганні фруктів та овочів.

8. При яких умовах відбуваються найбільші втрати вітаміну С з овочів та фруктів.

9. Назвіть речовину, що регуляє обмін жирів, білків, активних форм вітамінів групи В.

10. Назвіть вітаміноподібні сполуки, що містяться у фруктах та овочах.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9 ВЛАСТИВОСТІ ФЕРМЕНТІВ

Теоретична частина

Ферменти (або ензими) – речовини білкової природи, що виконують функції каталізатора біохімічних реакцій.

Такі реакції відбуваються в процесах росту, розмноження, травлення, рухів м'язів, енергозабезпечення, побудови структурних елементів, згортання крові тощо. Ферменти мають велику каталітичну силу – вони прискорюють реакції в мільйони разів. Навіть така проста реакція $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$ каталізується ферментом карбоангідраза зі швидкістю 10^5 молекул CO_2 за 1с.

У наш час відомо понад 3000 ферментів з молекулярною масою від кількох тисяч до мільйонів дальтон.

За хімічною будовою ферменти - це прості або здебільшого складні білкові речовини. До ферментів простої білкової природи належать відомі папаїн, пепсин, лізоцим, уреаза, рибонуклеаза, фосфаза тощо. Більшість ферментів побудовані з білкової та небілкової частини. Такі ферменти називаються **голоферментами**.

Небілкові складові називають **кофакторами**, а білкову складову – **апоферментом**.

За типом взаємодії апоферменту з кофактором ферменти поділяють на коферменти і простетичні групи (кофактори).

Коферменти у складі ферменту взаємодіють своїм активним центром з відповідним субстратом, переносючи при

цьому електрони, атоми або групи атомів. При цьому утворюється фермент – субстратний комплекс, який після хімічних перетворень відщеплюється від ферменту.

Хімізм такого процесу можна прослідкувати на прикладі дії ферменту α -хімотрепсину (рис. 2).

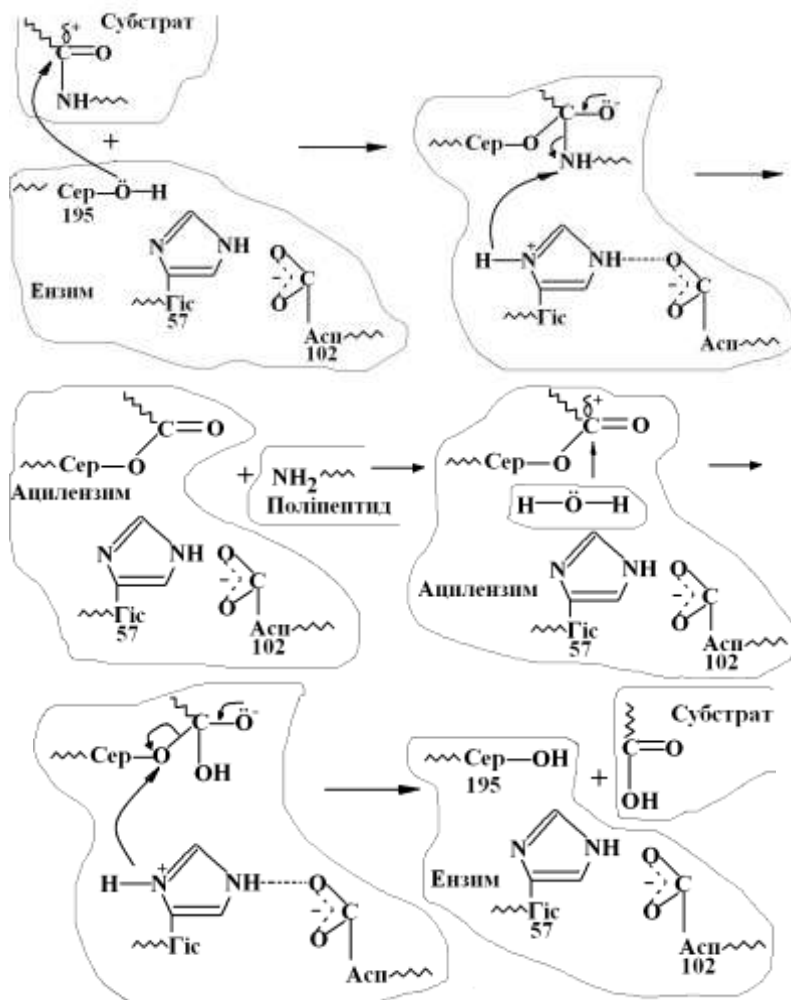


Рис. 2. Схема утворення фермент – субстратного комплексу

Так, у молекулі хімотрепсину формується активний центр у вигляді гідрофобної порожнини з залишків амінокислот з алкільними та арильними групами. Розмір порожнини складає $1,0 \cdot 0,5 \cdot 0,4$ нм. На першій стадії взаємодії в результаті ацилювання серину утворюється фермент – субстративний комплекс. При подальшій перебудові хімічних зв'язків утворюється ацилензим і вільний поліпептид з кінцевою NH_2 -групою. На другій стадії відбувається деацилювання за участю молекули води і розщеплення зв'язку ланки серину із субстратом, що приводить до вивільнення субстрату від ферменту. Йони металів пов'язані з апоферментом або входять до складу небілкової простетичної групи – найчастіше порфірінового кільця гемінових ферментів (цитохромів, пероксидаз, каталази). Ферменти, які міцно пов'язані з йонами металів і не втрачають цього зв'язку за умов виділення та фракціонування ферменту, називаються **металоферментами**.

У деяких випадках йони металів не входять до складу ферментів як інтегральні структурні компоненти, а виконують лише функцію їх активаторів.

Дія інгібіторів ферментів протилежна активаторам. Це речовини, які перешкоджають утворенню фермент-субстратного комплексу, тобто викликають гальмування ферментативних процесів. На швидкість ферментативної реакції значною мірою впливає співвідношення концентрацій ферменту і субстрату.

Кількість молекул субстрату, які підлягають перетворенню однією молекулою ферменту на продукт у ході реакції за одиницю часу за повного насичення ферменту субстратом, прийнято називати **числом обертів ферменту або молярною активністю**.

Активність ферментів виражають у міжнародних одиницях активності. Кількість ферменту, яка каталізує перетворення одного мікромоля субстрату на продукт реакції за 1 хв у стандартних умовах з розрахунку на 1 г тканини, називається міжнародною одиницею (МО). **Питома активність** – це число одиниць ферментативної активності на 1 мг білка.

Міжнародним біохімічним союзом запропоновано використувувати як одиницю активності катал (кат).

Активність в 1 кат – це така кількість ферменту, яка каталізує перетворення одного моля субстрату на продукт реакції за 1 с. Отже, 1 кат = $60 \cdot 10^6$ МО. Рекомендовано також використовувати одиницю – нанокатал (нкат), яка дорівнює 10^{-9} кат.

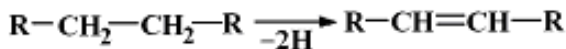
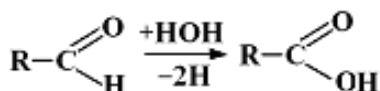
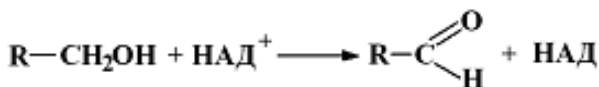
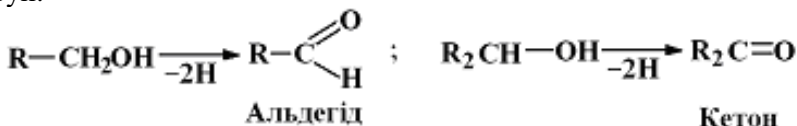
Швидкість каталітичної реакції в присутності ферментів залежить також від присутності модуляторів ферментів-активаторів або інгібіторів процесу. До активаторів належать неорганічні йони K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Zn^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Cu^+ .

Класифікація ферментів

Ферменти поділяються на 8 класів:

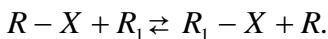
1 клас – оксидоредуктази. Їх відомо понад 500 видів. Вони поділяються на 17 підкласів.

Оксидоредуктази окиснюють спиртові групи до альдегідів, кетонів, кислот, а насичені групи до ненасичених груп:



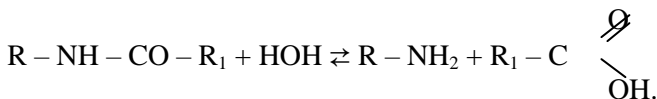
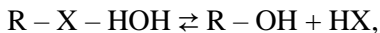
2 клас – трансферази. Вони мають 8 підкласів. Всього їх відомо біля 200 ферментів.

Трансферази переносять різні хімічні групи, вільні радикали, атоми від одної молекули (донора) до іншої (акцептора):



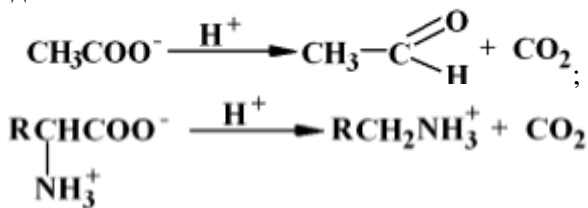
3 клас – гідролази. Існує понад 450 ферментів цього класу. Вони поділяються на 11 підкласів.

Гідролази являють собою білкові речовини з молекулярною масою від 10-15 тисяч до 250-320 тисяч дальтон. Вони каталізують реакції гідролітичного розщеплення за схемою:



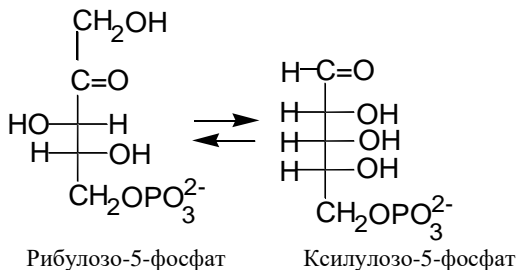
4 клас – ліази. Відомо шість основних підкласів ліаз.

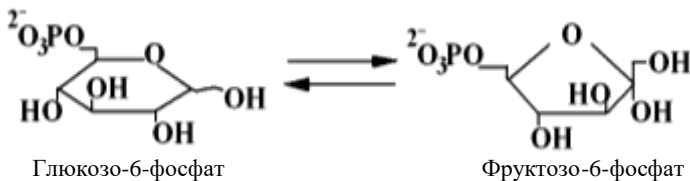
Цей клас ферментів каталізує відщеплення від субстратів негідролітичним шляхом групи з утворенням подвійного зв'язку або, навіть, групи, що приєднуються до місця розриву подвійного зв'язку. В результаті таких реакцій часто утворюються такі прості продукти як CO_2 , H_2S , NH_3 , H_2O тощо. Наприклад:



5 клас – ізомерази. Вони поділяють на 5 основних підкласів.

Ізомерази каталізують реакції ізомеризації у межах однієї молекули. Наприклад, іпімерази і рацемази сприяють інверсії хіральних центрів з утворенням енантіомерів:





6 клас – лігази (синтетази). Відомо приблизно 80 ферментів лігаз, які поділяються на 5 підкласів.

Лігази сприяють сполученню двох субстратів з утворенням нового зв'язку при одночасному розриві пірофосфатних зв'язків в молекулі АТФ або ГТФ. Наприклад, кожна аміноацил-тРНК-синтетаза володіє спорідненістю до певної амінокислоти, а також до одної або декількох тРНК. Записуючи тРНК у вигляді тРНК-ОН рівняння реакції, що каталізується аміноацил-тРНК-синтетазою можна записати у вигляді:



Швидкість ферментативних реакцій

Швидкість (v) ферментативної як і будь-якої хімічної реакції визначається:

$$v = \frac{d[s]}{dt},$$

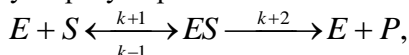
де s – кількість речовини, що ферментується або концентрація субстрату.

Оскільки в більшості випадків кількість ферменту не може бути виміряна в абсолютних величинах, наприклад в міліграмах або молях, то їх виражають в умовних **ферментативних одиницях** $[E]$ = мікромоль/хв або $[s]$. В 1972 р. комісія з біохімічної номенклатури запропонувала виражати швидкість ферментативної реакції кількістю молів за секунду і ввели нову одиницю активності ферментів – **катал.** $1\text{E} = 16,67 \text{ нкат}$ (нанокаталів).

Для каталітичної реакції $nA + mB \xrightarrow{E} pC$ згідно закону діючих мас

$$v = k[A]^n \cdot [B]^m,$$

де k – визначається експериментально за молекулярністю реакції. Ферментативну реакцію з одностороннім перетворенням субстрату виражають



де E – фермент, S – субстрат, ES – комплекс фермент-субстрат або комплекс **Міхаеліса**, P – продукт, $k + 1$ – константа швидкості утворення комплексу, $k-1$ – константа швидкості розпаду комплексу, $k + 2$ – константа розпаду комплекс+фермент з утворенням продуктів.

Відношення цих констант прийнято об'єднувати єдиною величиною K_m , яка називається **константою Міхаеліса**

$$K_m = \frac{k-1+k+2}{k+1}.$$

Вона має розмірність як концентрація субстрата в моль/л. Для характеристики процесу утворення комплексу Міхаеліса прийнята **субстратна константа** або константа дисоціації комплексу Міхаеліса (K_s)

$$K_s = \frac{k-1}{k+1} = \frac{[E] \cdot [S]}{[ES]}.$$

Для визначення швидкості ферментативної реакції використовують K_m – константу Міхаеліса, яка в більшості випадків дорівнює константі дисоціації або субстратній константі $K_m = K_s$. Отже, швидкість ферментативної реакції найпростіше описується кінетичним рівнянням

$$v = \frac{k+2[E] \cdot [S]}{K_m}.$$

Графічно цю залежність швидкості ферментативної реакції (v) від концентрації субстрату (S) при незмінній концентрації ферменту можна виразити кривою, яку називають графічним рівнянням Міхаеліса-Ментен (рис.3).

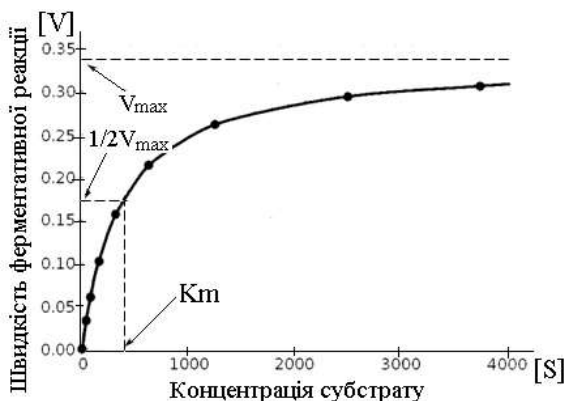


Рис. 3. Залежність швидкості ферментативної реакції (v) від концентрації субстрату (S)

З графіка видно, що при досягненні деякої концентрації субстрата $[S]$ швидкість реакції повинна досягнути максимального значення (V_{\max}) і при подальшому збільшенні $[S]$ не змінюється.

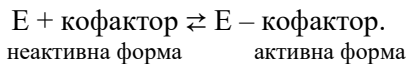
$$v = \frac{V_{\max} \cdot [S]}{K_m + [S]}.$$

$$v = k + 2[E] = V_{\max}.$$

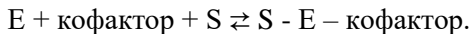
З цього графіка визначають константу Міхаеліса при умові, що $v = \frac{V_{\max}}{2}$, тоді $K_m = [S]$. Константа Міхаеліса

чисельно дорівнює концентрації субстрата, при якій початкова швидкість дорівнює половині від максимальної.

Рівняння Міхаеліса-Ментен використовується не тільки для визначення співвідношення між концентрацією субстрату і швидкістю, а й для визначення залежності між V і концентрацією кофактора. В тому випадку, коли активність фермента проявляється лише в присутності кофактора, то рівняння можна використати для вивчення залежності між швидкістю ферментативної реакції і концентрацією кофактора. При цьому встановлюється така залежність



Комплексом фермента з кофактором можна потім зв'язувати субстрат, що призводить до утворення потрібного комплексу



Концентрація цього комплексу визначає загальну швидкість ферментативної реакції. За допомогою K_m можна охарактеризувати спорідненість фермента до субстрата і до кофактора. Субстрат взаємодіє з ферментом тільки в точно визначеній частині – активний центр або активна зона фермента. Під активною зоною розуміють ту частину молекули ферментативного білка, яка з'єднана з субстратом і обумовлює ферментативні властивості молекули. Активний центр визначає специфічність і каталітичну активність фермента, він об'єднує всі контактні групи, які беруть участь в утворенні активованого комплексу.

Властивості ферментів

Ферменти мають однакові властивості з білками: високу молекулярну масу; здатні гідролізуватись до амінокислот; утворюють при взаємодії з водою колоїдні розчини; нестійкі до високих температур, кислот, лугів, йонів важких металів – відбувається процес денатурації. Особливістю є залежність їх дії від концентрації йонів H^+ , а також від температури.

Вплив концентрації йонів гідрогену на швидкість ферментативної реакції

Кожний фермент максимально проявляє свою дію при визначених значеннях pH , яке називається **pH -оптимумом**. Незначна зміна pH сповільнює дію ферментів або зовсім зупиняє її.

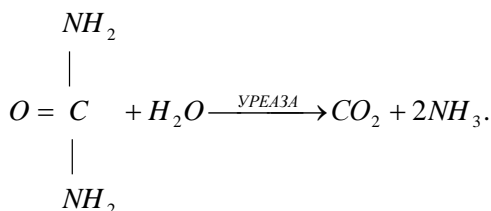
Вплив температури на швидкість

При підвищенні температури до 30-50⁰C швидкість ферментативної реакції досягає максимального значення і при зростанні температури, від 60 і більше, швидкість різко спадає. Отже, оптимальна температура для ферментативних реакцій від

40 до 50⁰С, при якій підвищується активність ферментів, що відповідає закону Вант-Гоффа. Цю властивість використовують в харчовій, фармацевтичній промисловостях, в технологічних процесах бродіння, розщепленні білків та вуглеводів.

Специфічність дії ферментів

Білкова природа ферментів обумовлює одну з специфічних властивостей – селективність, яка полягає в тому, що кожний фермент каталізує окрему хімічну реакцію або окремий тип хімічних реакцій, тобто ферменти є специфічними до окремого субстрату. Завдяки цьому вони вибирають з ряду термодинамічно можливих хімічних реакцій лише деякі і тому не тільки прискорюють, а й визначають напрям метаболічного процесу.



Класичний приклад абсолютної специфічності є уреаза (К.Ф.3.5.1.5), яка розщепляє сечовину і не діє на інші сполуки, в тому числі похідні сечовини. Амілаза розщепляє полісахариди (крохмаль) і не діє на дисахариди (сахарозу).

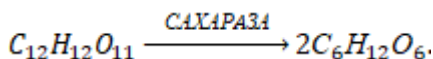
Хімічні властивості ферментів

Дія амілази

Амілаза – це фермент, який каталізує гідроліз α -глікозидного зв'язку α -1-4 крохмалю та глікогену до проміжних продуктів, які називаються декстринами. Крохмаль володіє здатністю утворювати з йодидом сполуки синього кольору, амілодекстрин – фіолетового, еритродекстрин – червоно-бурого, ахродекстрин – жовтого.

Дія сахарози

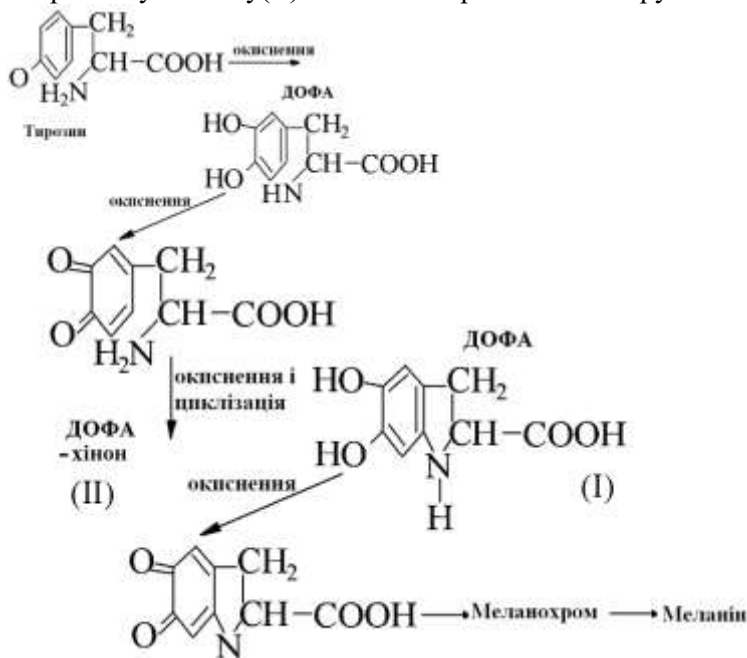
Сахараза каталізує гідроліз сахарози до глюкози та фруктози



Утворені моносахариди визначаються реакцією Фелінга. Сахароза не має вільної альдегідної групи і тому не має відновлюючих властивостей, тоді як глюкоза має такі властивості.

Дія тирозинази

Перетворення тирозину в меланін (чорний нітрогенвмісний пігмент) через зафарбовування в червоний колір утворює проміжний продукт 3,4-диоксифенілаланін (ДОФА), який внаслідок окиснення перетворюється в 2,3-дигідро-5,6-диокси- β -індол- карбонову кислоту (I). Сполука (I) окиснюючись перетворюється в 2,3-дигідро-5,6-дикето- β -індолілкарбонову кислоту(II) – пігмент червоного кольору.



Експериментальна частина

1. Дія амілази

Принцип методу: амілаза – це фермент, який каталізує гідроліз α -глікозидного зв'язку α -1-4 крохмалю та глікогену до

проміжних продуктів, які називаються декстринами. Крохмаль, володіє здатністю утворювати з йодидом сполуки синього кольору, амілодекстрин – фіолетового, еритродекстрин – червоно-бурого, ахродекстрин – жовтого.

Хід роботи: в дві пробірки вносять по 5 мл крохмального клейстеру, в одну з них додають 0,5 мл розчину слини, яка містить амілазу. Збовтати і дати відстоятись. Через 15 хвилин в обидві пробірки додати по 5 крапель розчину йоду. В пробірці з амілазою слини розчин через деякий час стає безбарвним, а в пробірці без амілази колір розчину не зміниться, тобто залишиться фіолетовим.

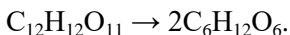
2. Дія тирозинази

Принцип методу: перетворення тирозину в меланін (чорний нітрогенвмісний пігмент) через забарвлення в червоний колір проміжні продукти: 3, 4-диоксифенілаланін (ДОФА), який в наслідок окиснення перетворюється в 2, 3-дигідро-5, 6-диокси-β-індолкарбонову кислоту (I). Сполука (I) окиснюючись перетворюється в 2, 3-дигідро-5, 6-дикето-β-індолілкарбонову кислоту (II) – пігмент червоного кольору.

Хід роботи: в дві пробірки наливаємо по 1 мл препарату тирозинази. Місткість однієї пробірки кип'ятять 3 хвилини і охолоджують. Потім в кожну пробірку додають по 0,5 мл насиченого розчину тирозину і ставлять в термостат (температура 40°C). Кожні 5 хвилин пробірки струшують для кращої взаємодії рідини в пробірці з повітрям. В пробірку з неактивізованою тирозиназою рідина поступово зафарбовується в рожевий, бурий та чорний колір.

3. Дія сахарази

Принцип методу: сахараза каталізує гідроліз сахарози до глюкози та фруктози:



Утворені моносахариди визначаються реакцією Фелінга. Сахароза не має вільної альдегідної групи і тому не має відновлюючих здатностей.

Хід роботи: в дві пробірки наливають по 1 мл препарату ферменту. Місткість однієї із них кип'ятять 3 хвилини для руйнування сахарази, після чого додають в дві пробірки

(охолоджені) по 3 мл розчину сахарози, добре перемішують та ставлять в термостат при температурі 38 градусів. Через 15 хвилин в обидві пробірки вносять по 2 мл реактиву Фелінга, перемішують та нагрівають до кип'ятіння. В контрольній пробірці випадіння осаду не спостерігається, а в пробірці з активним ферментом утворюється червоний осад купрум(І) оксиду.

4. Вплив активаторів та інгібіторів на активність амілази

Принцип методу: активатором амілази є NaCl, а інгібітором - CuSO₄. Про вплив цих речовин на активність амілази свідчать по ступеню гідролізу крохмалю під впливом ферменту в присутності NaCl і CuSO₄.

Хід роботи: готують три пробірки. В першу наливають 2,5 мл води, в другу – 2 мл води і 0,5 мл розчину NaCl, в третю 2 мл води і 0,5 мл розчину CuSO₄. У всі пробірки вносять по 2,5 мл слини, обавляють по 2,5 мл розчину крохмалю, потім знову перемішують і ставлять в термостат при температурі 38 градусів. Через 5 хвилин добавляють по 5 крапель розчину йоду. Речовина в першій пробірці стає фіолетовою або червоною, в другій – синьою. Отримані результати свідчать про те, що активатором амілази є NaCl (друга пробірка), а інгібітором CuSO₄ (третя пробірка).

5. Специфічність дії амілази і сахарози

Принцип методу: амілаза каталізує розщеплення полісахаридів, але не діє на дисахариди (мальтозу або сахарозу). Сахараза каталізує розщеплення тільки сахарози, на глюкозу і фруктозу і не діє на крохмаль та інші дисахариди.

Хід роботи: в дві пробірки наливають по 3 мл розчину крохмалю і добавляють в першу пробірку 1 мл розчину слини (амілаза), в другу – 1 мл препарату сахарози, перемішують і ставлять у термостат при температурі 38 градусів.

В інші дві пробірки наливають по 3 мл 0,5 % розчину сахарози і в першу пробірку добавляють 1 мл препарату сахарози, в другу – 1 мл розчину слини і залишають при тих же умовах. Через 5 хвилин в перші дві пробірки з крохмалем добавляють по 5 крапель розчину йоду. В пробірці з амілазою синє забарвлення розчину зникає, внаслідок розщеплення

крохмалю амілазою. В другій пробірці розчин забарвлюється в синій колір, так як сахароза не діє на крохмаль

В пробірках з розчином сахарози дія ферменту прослідковується за позитивною реакцією з реактивом Фелінга, за наявності моносхаридів. Для цього в пробірку додають по 1 мл розчину Фелінга і нагрівають до кип'ятіння. Сахароза не має вільних альдегідних груп і відновлювальними властивостями не володіє, тому в пробірці де під впливом сахарази відбулося розщеплення сахарози на глюкозу і фруктозу, спостерігається червоне забарвлення внаслідок утворення купруму(І) оксиду.

Питання для самоконтролю

1. Вкажіть хімічну природу ферментів.
2. Назвіть функції, які виконують ферменти.
3. Яку будову мають більшість ферментів.
4. Назвіть типи взаємодій асоферментів з кофакторами.
5. Які ферменти називають металоферментами?
6. Що прийнято називати молярною активністю ферментів?
7. На які класи поділяють ферменти?
8. Яким чином впливає на активність ферментів рН та температура?
9. У чому полягає специфічна дія ферментів.
10. Укажіть хімічні властивості амілази та тирозинази.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10 НУКЛЕЇНОВІ КИСЛОТИ

Теоретична частина

Нуклеїнові кислоти (лат. *Nucleus* – ядро) – біологічно активні полімери (полінуклеотиди), що складаються з мононуклеотидів, з'єднаних між собою фосфорноестерними зв'язками. Залежно від хімічної природи пентоз, що входять до складу молекули нуклеїнової кислоти, розрізняють дезоксирибонуклеїнову (ДНК) і рибонуклеїнову (РНК) кислоти. Нуклеїнові кислоти містяться у всіх клітинах живих організмів

та виконують ряд найважливіших функцій по зберіганню і передачі генетичної інформації, беруть участь в механізмах, за допомогою яких вона реалізується в процесі біосинтезу клітинних білків. У живих клітинах нуклеїнові кислоти знаходяться у вільному стані та в комплексі з білковими сполуками (у складі нуклеопротейдів).

Структура рівнів організації будови молекул нуклеїнових кислот

Для нуклеїнових кислот характерні первинна, вторинна і третинна структура молекул.

Перинна структура молекул ДНК і РНК створюється внаслідок послідовного з'єднання нуклеотидів один з одним за допомогою 3'-, 5'-фосфодіестерних зв'язків.

Первинна структура ДНК і РНК значною мірою визначає вищі рівні їх організації – вторинну і третинну.

Вторинна і третинна структури ДНК і РНК. ДНК – біополі- мер, молекула якого побудована з великої кількості мононуклеотидів. Міститься переважно в ядрах клітин і, як правило, в комплексі з білками (гістонами і протамінами, зрідка – альбумінами і глобулінами), створюючи хімічну основу хромосом. ДНК є носієм і зберігачем генетичної інформації клітини, а фрагменти молекули, що здійснюють ці життєво важливі функції, називають генами. Схему будови молекули ДНК відображає модель Кріка і Уотсона (рис. 4).

ДНК – універсальний зберігач і джерело генетичної інформації, що записана самою Природою у вигляді певної послідовності розміщення основ і визначає властивості живого організму. ДНК здатна при діленні клітин до точного самокопіювання (конваріантна редуплікація). У деяких вірусів такі функції виконує РНК. На молекулі ДНК, як на матриці, синтезуються матричні, або і РНК (мРНК), що є, в свою чергу, матрицями для біосинтезу білка (на рибосомах). На ДНК синтезуються рибосомальні РНК (рРНК), що створюють структурну (частково і функціональну) основу рибосом, білкосинтезуючого апарату клітини. На ДНК синтезуються також транспортні РНК (тРНК), що беруть участь у

біосинтезі білка, виконуючи функції акцепторних молекул-переносників амінокислот до місця біосинтезу білків (рибосом).

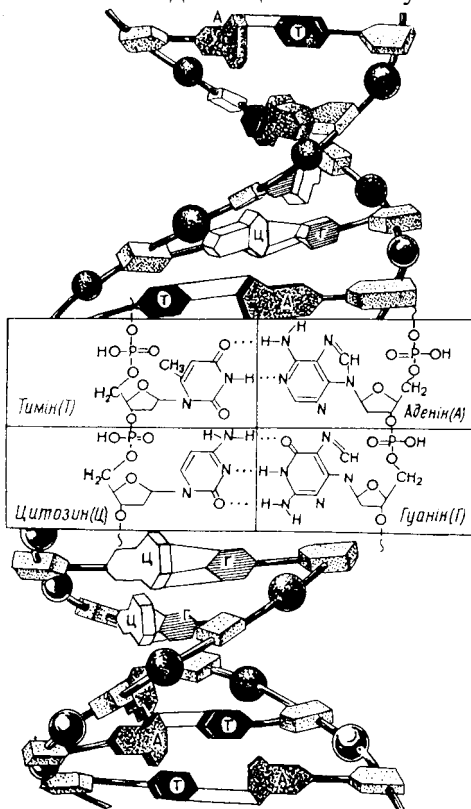


Рис. 4. Схема будови молекули ДНК (за Ф.Кріком і Д.Уотсоном)

Отже, існує три типи РНК – рибосомальна (рРНК, або rРНК – 75-85% РНК клітини), транспортна РНК (тРНК, або sРНК – 15%) і інформаційна РНК (іРНК, або РНК – 1-5%). Всі типи РНК побудовано за однією схемою: їх молекула – продукт поліконденсації нуклеотидів за рахунок утворення естерних зв'язків між C^3 одного нуклеотиду і C^5 другого за допомогою залишку ортофосфатної кислоти.

Рибосомальна РНК становить хімічну основу органоїдів біосинтезу білка рибосом (50-65% загальної маси). Майже вся

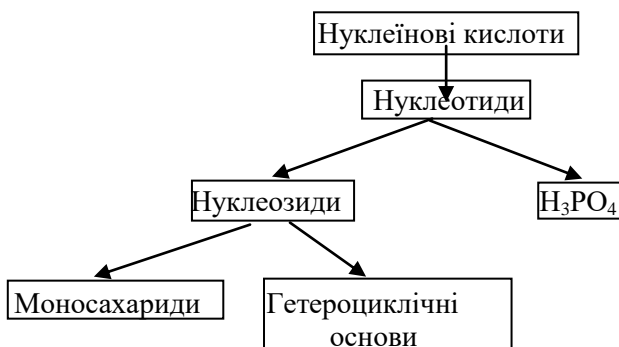
РНК рибосом знаходиться у вигляді магнієвої солі. Транспортні РНК іноді називають розчинними РНК (sРНК). Їх є кілька десятків (декілька на амінокислоту). Транспортні РНК мають форму листка клена або конюшини.

Інформаційна РНК переносить інформацію від генів (частинок ДНК) до рибосом, з'єднується з ними (а часто і об'єднує їх в полісоми) і кодує біосинтез певних білків.

Фізико-хімічні властивості нуклеїнових кислот

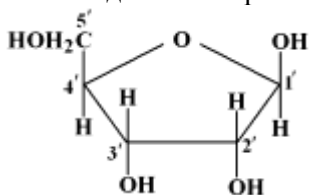
Нуклеїнові кислоти – високомолекулярні речовини, розчиняються у воді, утворюючи колоїдні розчини. Вони мають всі властивості, що характерні для високомолекулярних органічних сполук, зокрема розчинів білків. Гідрофільність макромолекул нуклеїнових кислот значною мірою зумовлена наявністю у них залишків ортофосфатної кислоти. В розчинах нуклеїнові кислоти ведуть себе як поліаніони з різко вираженими кислотними властивостями. Розчинність ДНК гірша, ніж РНК. При нагріванні та дії коагулюючих засобів нуклеїнові кислоти денатурують. Нуклеїнові кислоти – оптично активні речовини.

При гідролізі нуклеїнових кислот утворюються структурні одиниці – нуклеотиди, нуклеозиди, фосфатна кислота, моносахариди та гетероциклічні основи:

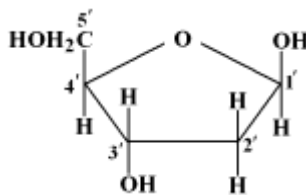


Залежно від виду моносахариду (пентоди) розрізняють два типи нуклеїнових кислот: рибонуклеїнову кислоту (РНК), яка

містить *D*-рибозу та дезоксирибонуклеїнову кислоту (ДНК), яка містить 2-дезоксид-*D*-рибозу:

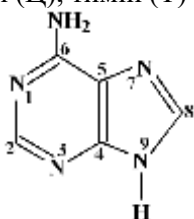


D-Рибоза
(β -*D*-рибофураноза)

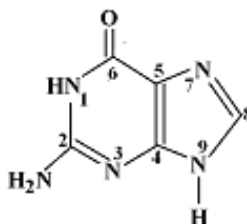


2-Дезокси-*D*-рибоза
(2-дезоксид- β -*D*-рибофураноза)

В обох типах нуклеїнових кислот містяться азотисті основи груп пурину – аденін (А), гуанін (Г) і піримідину – цитозин (Ц), тимін (Т) або урацил (У):

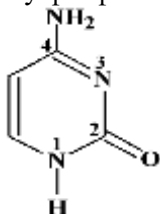


Аденін (А),
або 6-амінопурин

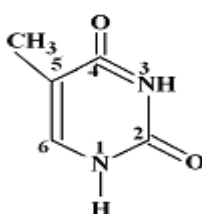


Гуанін (Г),
або 2-аміно-6-оксопурин

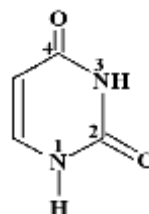
Всі азотисті основи прийнято позначати першою літерою їхньої назви: А, Г, Ц, Т, У. Слід зазначити, що урацил завжди міститься лише в РНК, а тимін – в ДНК. Назву „кислоти” нуклеїнові кислоти дістали завдяки наявності в їхній молекулі залишку фосфатної кислоти.



Цитозин (Ц),
або 4-аміно-2-оксопіримідин



Тимін (Т), або 5-метил-
2,4-діоксопіримідин

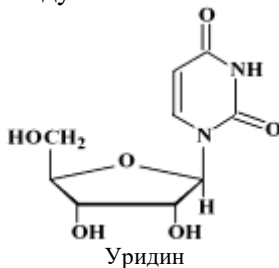


Урацил (У), або
2,4-діоксопіримідин

Нуклеозиди та нуклеотиди

Нуклеозиди побудовані з цукру та основи, а нуклеотиди – з цукрів, основи та фосфатної кислоти.

Приклад нуклеозиду:



Приклад нуклеотиду:



Встановлено, що в молекулі нуклеозиду гетероциклічні основи сполучаються з рибозою *N*-глікозидним зв'язком за участю *NH*-групи дев'ятого за нумерацією атома Нітрогену для пуринових і першого для піримідинових основ (див. табл. 10).

Таблиця 10

Назви нуклеотидів

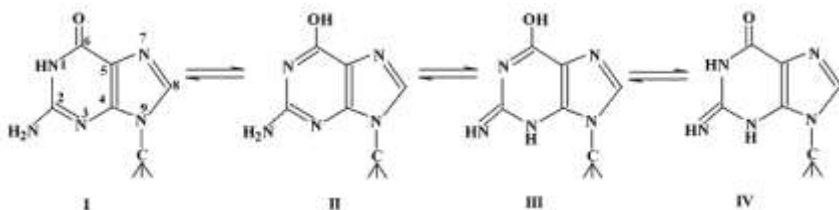
Гетеро- циклічна основа	Монофосфати	Кислоти	Позна- чення
1	2	3	4
Урацил	Уридин-5'- монофосфат	5'-Уридилова	УМФ
Цитозин	Цитидин-5'- монофосфат	5'-Цитидилова	ЦМФ
Цитозин	Дезоксицитидин- 5'-монофосфат	Дезоксицитидилова	дЦМФ

продовження табл.10

1	2	3	4
Тимін (тільки до ДНК)	Тимидин-5'- монофосфат	Тимідилова	ТМФ
Аденін	Аденозин-5'- монофосфат	5'-Аденілова	АМФ
Гуанін	Гуанозин-5'- монофосфат	5'-Гуанілова	ГМФ
Аденін	Дезоксиаденозин- 5'-монофосфат	Дезоксиаденілова	дАМФ
Гуанін	Дезоксигуанозин- 5'-монофосфат	Дезоксигуанілова	дГМФ
Аденін	Аденозин-5'- монофосфат	3'-Аденілова	3'-АМФ

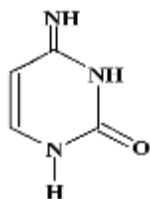
Утворення *N*-глікозидних для цитозину, тиміну й урацилу вимагає таутомерізації їх до лактамної форми.

Здатність гетероциклічних основ до таутомерних перетворень відіграє важливу роль при формуванні просторової структури ДНК і РНК. Для пуринових основ можливе існування відповідних таутомерних форм (на прикладі гуаніну):

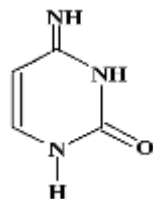


Таутомерні форми гуанінового фрагменту

У випадку піримідинових основ спостерігається лактим-лактамна й імін-енамінна таутомерії. Наприклад, для цитозину можлива імінна таутомерія з двох форм, а для урацилу можливе існування чотирьох таутомерних форм:

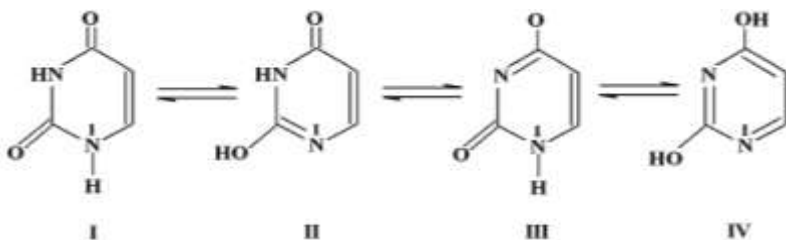


Цитозин



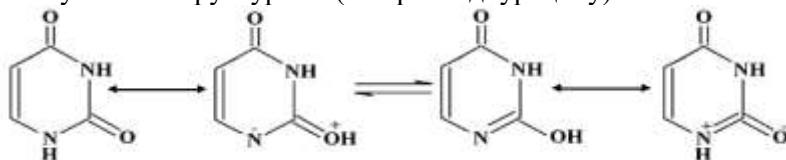
Амінна форма

Імінна форма



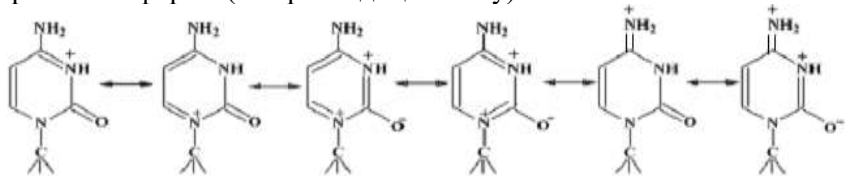
Урацил

Кожну з таутомерних форм можна показати двома резонуючими структурами (на прикладі урацилу):



Резонуючі структури таутомерів урацилу

Гетероциклічні основи можуть також утворювати протонні форми (на прикладі цитозину):



Протонні форми цитозину

Експериментальна частина

1. Гідроліз нуклеїнових кислот

Хід роботи: в пробірку вносять 0,5 мл гідролізату дріжджів, нейтралізують (за лакмусом) розчином NaOH, потім додають 0,5 мл розчину NaOH і 2-3 краплі розчину CuSO₄. Суміш перемішують і спостерігають появу забарвлення, яке свідчить про наявність в пробі полі пептидів, що утворюються в результаті гідролізу білкової частини нуклеопротеїдів.

2. Виявлення пуринових основ в складі нуклеопротеїдів

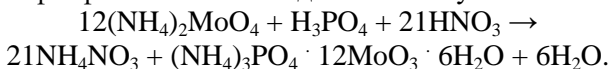
Принцип методу: метод полягає в утворенні комплексів пуринових основ з Аргентумом.

Хід роботи: до 1 мл гідролізата додають розчин NH₄OH (до pH=9) і 0,5 мл AgNO₃. Через 5 хв. Утворюється аморфний осад аргентумвмісних солей пуринових основ.

В круглодонну колбу для гідролізу поміщують 1 г пекарських дріжджів, доливають 20 мл 10%-ного розчину сульфатної кислоти і 20 мл дистильованої води, колбу закривають пробкою, в яку вставлена скляна трубка довжиною 20-30 см (холодильник), кип'ятять під тягою протягом 1 год на азбестовій сітці при слабкому нагріванні, після закінчення гідролізу рідину охолоджують, доводять водою до початкового об'єму і фільтрують.

3. Виявлення фосфатної кислоти в складі нуклеопротеїдів

Принцип методу: метод полягає у взаємодії фосфатної кислоти з молібденовим реактивом з утворенням забарвленої сполуки – фосфатної солі молібдата амоніаку:



Хід роботи: до 1 мл гідролізату додають 1 мл молібденового реактиву і кип'ятять. Рідина забарвлюється в лимонно-жовтий колір, а при охолодженні випадає кристалічний осад жовтого кольору, що вказує на утворення фосфатмолібденового амоніаку.

Питання для самоконтролю

1. Що таке нуклеїнові кислоти? Як їх класифікують? Яке біологічне значення нуклеїнових кислот?
2. Що таке вторинна структура нуклеїнових кислот? Чим відрізняється вторинна структура молекули ДНК від вторинної структури молекули РНК? Наведіть приклади.
3. Що таке третинна структура молекул нуклеїнових кислот? Які вона має особливості для ДНК і РНК?
4. Проаналізуйте фізико-хімічні властивості нуклеїнових кислот. Чим за фізико-хімічними властивостями ДНК відрізняється від РНК?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 11. ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОЇ РЕАКЦІЇ ВОДИ (рН)

Теоретичний вступ

У складі природної води йони Гідрогену займають особливе місце. Абсолютний вміст їх, у порівнянні з іншими йонами, є незначний. За вмістом вони займають майже останнє місце, поступаючись Ніколу, Кобальту, Аргентуму, Урану і багатьом іншим елементам, які рідко зустрічаються у воді. Але значення йонів Гідрогену у природних водах є надзвичайно велике. Воно обумовлене тим, що йони Гідрогену, що утворились при дисоціації у водних розчинах багатьох кислот та їх похідних, зв'язані з ними в єдину систему.

Концентрацією йонів Гідрогену кількісно характеризується активна реакція води, тобто ступінь її кислотності або лужності.

Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води.

Водневий показник

Електростатична взаємодія полярних молекул води призводить до їх самойонізації: $2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$ або в спрощеній формі $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. Константа дисоціації води

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O_{недис.}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 25^0\text{C}.$$

Дуже незначна дисоціація води дозволяє вважати, що концентрація недисоційованих молекул дорівнює загальній концентрації, яка для води об'ємом 1 л дорівнює: $1000 : 18 = 55,6$ (моль/л).

$$\begin{aligned} \text{Тоді} \quad K_{H_2O} &= [H^+] \cdot [OH^-] \text{ або} \\ K_{H_2O} &= 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14}. \end{aligned}$$

$$\text{Отже, } K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Для води і всіх водних розчинів добуток концентрацій іонів H^+ та OH^- , який має назву **йонний добуток води** (K_{H_2O}), - величина стала і дорівнює 10^{-14} при 25^0C . Значення K_{H_2O} залежить від температури: при 0^0C $K_{H_2O} = 0,13 \cdot 10^{-14}$, а при 100^0C $K_{H_2O} = 74 \cdot 10^{-14}$.

В чистій воді і нейтральних розчинах $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ (моль/л).

Більш зручною характеристикою середовища є так званий водневий показник pH , який дорівнює десятковому логарифму концентрації іонів Гідрогену, взятому з оберненим знаком:

$$pH = -\lg[H^+].$$

Для нейтральних розчинів $pH=7$, для кислих – $pH < 7$ і для лужних – $pH > 7$.

Логарифмуючи йонний добуток води отримаємо $pK = pH + pOH = 14$.

Активна реакція більшості природних вод є близька до нейтральної (6,8-7,3).

Підземні води іноді мають більш високе значення pH . Кислу реакцію мають рудникові води родовищ, які містять ферум(II) сульфат, болотні води, в яких міститься значна кількість гумусових кислот. Водневий показник морської води змінюється в межах від 8,2 до 8,5.

Величина водневого показника pH характеризує активну кислотність, а величина гідроксидного показника pOH – активну лужність води, тобто концентрацію реально присутніх йонів Гідрогену і гідроксид-йонів.

Експериментальна частина

1. Визначення забарвлення індикаторів в нейтральному, кислому та лужному середовищах.

Встановити в штативі 9 пробірок. В перші три пробірки налити по 1 мл дистильованої води, в інші три – по 1 мл 0,1M розчину хлоридної кислоти, в останні три – по 1 мл 0,01M розчину натрій гідроксиду. В кожную з трьох пробірок з дистильованою водою, кислотою та лугом додати по 1-2 краплі індикаторів метилоранжу, лакмусу, фенолфталеїну. Який колір набувають індикатори в різних середовищах?

Користуючись таблицею 11, визначити наближене значення pH досліджуваних розчинів та зробити висновок про доцільність використання того чи іншого індикатора для визначення реакції середовища.

Таблиця 11

Інтервали переходу та характерне забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчевий	$pH > 4,4$ жовтий
Лакмус	$pH < 5$ червоний	$5 < pH < 8$ фіолетовий	$pH > 8$ синій
Фнолфталеїн	$pH < 8,2$ безбарвний	$8,2 < pH < 10,0$ блідомалиновий	$pH > 10$ малиновий

Спостереження представити в табличній формі за таким зразком (табл12):

Таблиця 12

Індикатор	Колір індикатора, наближене значення pH		
	дистильована вода	0,1М розчин HCl	0,01М розчин $NaOH$
Метилоранж			
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Універсальний індикатор			

2. Колориметричне визначення pH розчинів за допомогою універсального індикаторного паперу.

В чотири пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчину сильної хлоридної кислоти, 0,01М розчину сильної основи натрій гідроксиду, 0,1М розчину слабкої ацетатної кислоти та 0,1М розчину слабкої основи амоній гідроксиду.

Скляною паличкою перенести краплю кожного розчину на смужку універсального індикаторного паперу і порівняти з еталонною шкалою кольорів. За допомогою універсального індикаторного паперу можна визначити pH з точністю до 1.

3. Визначення pH за допомогою pH -метра.

У воді pH вимірюють потенціометричним методом за допомогою pH -метра зі скляним електродом. Електродна схема pH -метра показана на рис.5.

Скляний електрод 2 являє собою трубку з напаяною на кінці порожнистою кулькою 1 з літієвого електродного скла.

При зануренні електрода в розчин між поверхнею кульки електрода і розчином відбувається обмін йонами, в результаті якого йони Літію в поверхневих шарах скла заміщуються йонами Гідрогену. Між поверхнею скла і досліджуваним розчином виникає різниця потенціалів, величина якої залежить від концентрації йонів Гідрогену в розчині і його температури. Для вимірювання цієї різниці потенціалів створюють електричний ланцюг. Внутрішній електрод цього ланцюга 3 здійснює контакт з розчином, який заповнює внутрішню

частину скляного електрода. Допоміжний електрод 4 являє собою проточний хлор-срібний електрод. Він здійснює контакт з досліджуванним розчином за допомогою електролітичного ключа 6 – трубки, яка закінчується пористою перетинкою і заповнена насиченим розчином калій хлориду. Насичений розчин калій хлориду повинен безперервно повільно витікати в досліджуваний розчин зі швидкістю 20 мл за добу.

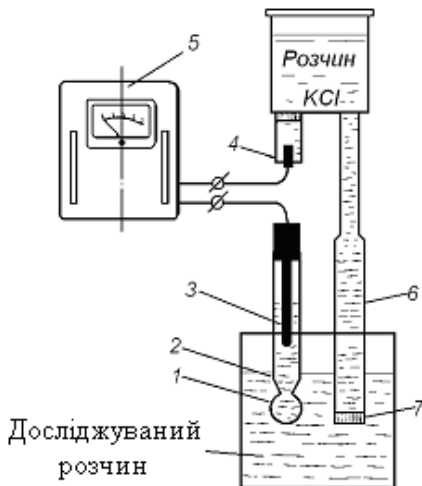


Рис. 5. Електродна схема pH -метра

Рівноважний потенціал, який виникає на межі поділу електрод-розчин, лінійно залежить від pH : $\varphi = -0,059 pH$.

Відповідно і електрорушійна сила гальванічного елемента, яка виміряна як різниця потенціалів між індикаторним електродом і електродом порівняння, залежить від pH розчину.

Хід вимірювань

1. Перед початком вимірювань прилад включити в мережу і дати нагрітись протягом 20 хвилин.
2. Натиснути клавішу „t” і клавішу будь-якого вузького діапазону pH (-1-4, 4-9, 9-14) і визначити температуру розчину.
3. Електроди промити дистильованою водою і залишок води обережно видалити фільтрувальним папером.

4. Занурити електроди в досліджуваний розчин. Натиснути клавішу pH і клавішу шкали широкого діапазону (-1-14). Виміряти pH приблизно, після цього натиснути клавішу відповідної шкали вузького діапазону і виміряти значення pH з точністю до 0,05.

5. Промити електроди і занурити їх у дистильовану воду.

Контрольні завдання

I. Для наведених нижче речовин (табл. 13):

Таблиця 13

№ з./п.	Речовина	K_D	C_M , моль/л	№ з./п.	Речовина	K_D	C_M , моль/л
1	HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,1	11	H_2CO_3	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,01
2	HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,001	12	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,01
3	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	0,001	13	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,1
4	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	0,01	14	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,1
5	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,01	15	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,001
6	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,001	16	NH_4OH	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,01
7	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,01	17	NH_4OH	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,1
8	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,1	18	H_2Se	$6 \cdot 10^{-8}$	0,1
9	H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,001	19	H_2SO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}$	0,01
10	H_2CO_3	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,001	20	H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,01

1) скласти рівняння дисоціації, написати вираз константи дисоціації;

2) розрахувати ступінь дисоціації, pH розчину;

3) для кислот розрахувати концентрацію йонів H^+ , для основ – йонів OH^- .

II. Запитання для самоконтролю.

1. До сильних чи до слабких електролітів належить вода?

2. Які йони утворюються при електролітичній дисоціації води?

3. Чи в усіх природних водах містяться йони Гідрогену?

4. Яка молярна концентрація йонів Гідрогену в нейтральному, кислому та лужному середовищі? Яке значення має pH ?

5. Що являє собою йонний добуток води?

6. Як визначають активну кислотність та активну лужність?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 12 ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ПРИРОДНОЇ ВОДИ

Теоретичний вступ

Хімічний склад природних вод представлений складним комплексом розчинених газів, різних мінеральних солей та органічних сполук. У природних водах розчинені майже всі відомі на землі хімічні елементи, з яких чітко визначено різними фізико-хімічними методами понад 80 елементів. Зі збільшенням порядкового номера в таблиці Д.Менделєєва спостерігається зменшення концентрації елементів у природних водах. Хімічні компоненти природних вод поділяють на п'ять груп (класифікація О.Альокіна):

1) головні йони (макрокомпоненти) – K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-} ;

2) розчинені гази – кисень (O_2), азот (N_2), сірководень (H_2S), карбон (IV) оксид (вуглекислий газ CO_2) тощо;

3) біогенні речовини – сполуки Нітрогену, Фосфору, Феруму та Силіцію;

4) органічні речовини – різноманітні сполуки, які належать до органічних кислот, фенолів, гумусових речовин, нітрогенвмісних сполук (білки, амінокислоти, аміни) та багатьох інших;

5) мікроелементи – йони всіх металів, крім головних йонів, а також деякі інші компоненти, які містяться у водах в невеликих кількостях, наприклад, радіоактивні елементи.

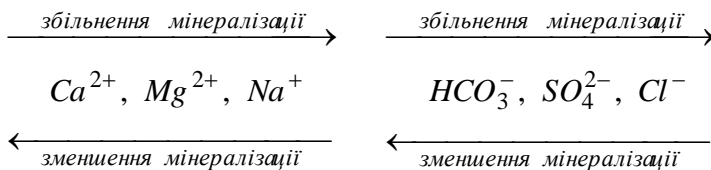
1. Головні компоненти (головні йони).

До головних компонентів природних вод належать йони солей калію, натрію, кальцію та магнію хлоридної, сульфатної та карбонатної кислот. Головні компоненти складають основну частину мінерального складу природних вод: в прісних водах – понад 90-95%, у високомінералізованих - понад 99%.

В маломінералізованих водах переважають йони HCO_3^- і Ca^{2+} , у високомінералізованих – Cl^- і Na^+ , йони Mg^{2+} займають проміжне положення між Na^+ та Ca^{2+} , як і йони SO_4^{2-} - між йонами HCO_3^- та Cl^- .

Зміна складу води відповідно до величини загальної мінералізації пояснюється різницею розчинності хлоридів, сульфатів та карбонатів лужних і лужноземельних металів. Мала розчинність карбонатних солей кальцію обмежує концентрацію гідрогенкарбонатних та карбонатних йонів в межах до 1000 мг/л. Порівняно невелика розчинність кальцій сульфату також обмежує вміст сульфатних йонів. Тільки хлоридні йони можуть досягати найбільших концентрацій внаслідок великої розчинності солей хлоридної кислоти.

Одною з найважливіших закономірностей складу природних вод є зміна концентрацій переважаючих йонів за схемою



В прісних водах на гідрогенкарбонати припадає близько 60% загальної кількості солей, а на хлориди – менше 10%; в морській воді на хлориди припадає близько 80%.

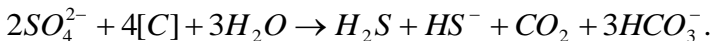
Хлоридні йони присутні майже в усіх природних водах. Йони Cl^{-} не засвоюються рослинами та бактеріями. Вони виділяються у вільному стані організмами тварин.

В солоних озерах, а також в розсолах підземних вод вміст хлорид них йонів може досягати сотень г/кг.

Сульфатні йони, як і йони Cl^{-} , поширені в поверхневих природних водах, поступаючи хлоридним йонам у високомінералізованих водах, але превалюючи в більшості мало- і помірно мінералізованих вод. Вміст сульфатних йонів, на відміну від хлоридних, лімітується присутністю йонів Ca^{2+} , які утворюють з йонами SO_4^{2-} малорозчинний $CaSO_4$ ($DP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$). При малому вмісті йонів Ca^{2+} концентрація йонів SO_4^{2-} може значно збільшуватись.

Сульфатні йони - біологічно нестійкі і при відсутності кисню (анаеробні умови) можуть бути відновлені до сірководню. Такий процес, який називається

сульфаторедукцією, відбувається, наприклад, в глибинах деяких морів і водах нафтоносних родовищ. Він відбувається під дією бактерій (*Microspira*) в присутності органічної речовини і може бути виражений такою схемою:



Присутність сульфатредукуючих бактерій виявлено у водах нафтоносних родовищ на глибинах до 2000м. В подальшому сірководень при стиканні з повітрям знову окиснюється до вільної сірки $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$, а потім - до SO_4^{2-} .

При відновленні сульфатів, утворюється гідрогенсульфідний йон HS^- , який зв'язаний з H_2S рівнянням першого ступеня дисоціації сульфідної кислоти $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-$.

Розрахунок співвідношень молярних концентрацій H_2S і HS^- в залежності від концентрації йонів Гідрогену показує, що при pH нижче 7 основною формою в розчині є H_2S , а при pH більше 7 - переважають йони HS^- .

Йони Натрію за поширенням серед катіонів стоять на першому місці, складаючи більше половини загального вмісту всіх катіонів в природних водах. Подібно до йонів Cl^- йони Na^+ переважають в сильномінералізованих водах. В маломінералізованих водах їх вміст дуже невеликий, в межах декількох мг/л. З підвищенням мінералізації вміст йонів Натрію сильно збільшується.

Концентрація йонів K^+ значно нижча за вміст йонів Na^+ . Найбільша кількість йонів K^+ спостерігається в маломінералізованих водах, при підвищенні мінералізації концентрація йонів K^+ спадає. Більший вміст йонів Na^+ в порівнянні з йонами K^+ пояснюється, з одного боку, кращим поглинанням йонів K^+ поглинальним комплексом ґрунтів і порід, а , з другого боку, тим, що йон K^+ , необхідний для живлення рослин, поглинається ними в більших кількостях, ніж йон Na^+ .

У вивержених породах вміст Na^+ і K^+ майже однаковий, а в морській воді в результаті поглинання йонів K^+ породами вміст його вже значно менший. Отже, незважаючи на меншу

розчинність солей натрію, йони Na^+ значно поширені в природних водах.

2. Розчинені гази.

В природних водах завжди присутні гази в розчиненому стані. Якісний і кількісний склад їх залежить від природних умов, в яких знаходиться вода.

Виникнення цих газів пов'язане:

- 1) зі складом атмосфери (N_2 , O_2 , CO_2 , інертні гази);
- 2) з біохімічними процесами (CO_2 , CH_4 , H_2S , N_2 , H_2);
- 3) з процесами дегазації мантиї в глибинних шарах земної кори при високих температурах і тиску (CO_2 , CO , H_2S , H_2 , CH_4 , NH_3 , HCl та інші сполуки Гідрогену з галогенами).

Перша група газів є характерною, головним чином, для вод земної поверхні, друга – для поверхневих і підземних вод, третя - переважно для підземних вод.

Найбільш поширені в поверхневих водах O_2 і CO_2 , в підземних – H_2S і CH_4 .

Кисень знаходиться в природних водах у вигляді молекул. На вміст кисню у воді впливає дві групи протилежно напрямлених процесів: одні – збільшують концентрацію кисню, інші – зменшують її.

До першої групи процесів, які збагачують воду киснем, належать: 1) процес абсорбції кисню з атмосфери; 2) виділення кисню водною рослинністю в процесі фотосинтезу. Збагачення води киснем при абсорбції може відбуватись тільки в тому випадку, якщо вода є ненасичена ним, тобто вміст кисню в ній менший, ніж має бути при даній температурі і тиску. Отже, цей процес може відбуватись тільки на поверхні водойми.

Виділення кисню в результаті фотосинтезу відбувається при асиміляції карбон(IV) оксиду водною рослинністю. Процес фотосинтезу проходить тим сильніше, чим вища температура води, інтенсивність сонячного освітлення і більше поживних речовин (P , N та інші). Він може відбуватись не тільки на самій поверхні водойми, але в більшості випадків і на невеликих глибинах в залежності від прозорості води.

До другої групи процесів, що зменшують вміст кисню у воді, належать процеси, які пов'язані з використанням його для

окиснення органічних речовин. Це відбувається при біологічних (дихання організмів), біохімічних (дихання бактерій) і хімічних (окиснення Fe^{2+} , Mn^{2+} , NO_2^- , H_2S та інших) процесах.

Окрім того, зменшення вмісту кисню у воді може відбуватись внаслідок виділення його в атмосферу. Це може відбуватись тільки в тому випадку, якщо вода при даній температурі і тиску перенасичена киснем.

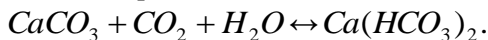
Концентрація розчиненого кисню в природних водах коливається в певних межах, які лімітуються законом Генрі-Дальтона (від 0 до 14 мг/л).

Присутність кисню в природних водах має дуже велике значення. Перш за все, кисень необхідний для існування більшості водних організмів. Як сильний окисник кисень відіграє важливу санітарно-гігієнічну роль, сприяючи швидкій мінералізації решток організмів.

Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) знаходиться у воді головним чином у вигляді розчинених молекул газу. Однак частина їх ($\approx 1\%$) вступає у взаємодію з водою, утворюючи карбонатну кислоту $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$, $(CO_2 + H_2CO_3)$.

В природних водах джерелом CO_2 є, перш за все, процеси окиснення органічних речовин, які відбуваються з виділенням вуглекислого газу. До них належать дихання водних організмів, різні види біохімічного розпаду та окиснення органічних решток. В деяких підземних водах джерелом CO_2 є вулканічні гази, які виділяються з надр Землі. Поглинання водою вуглекислого газу з атмосфери має важливе значення для вод морів і океану.

Зменшення вмісту CO_2 в природних водах, перш за все, відбувається при фотосинтезі. Карбон(IV) оксид витрачається також на розчинення карбонатів:



Вміст CO_2 в природних водах дуже різноманітний – від декількох десятих до 2-3 тис.мг/л. Найменший вміст CO_2 спостерігається в морях, солоних озерах, найбільший - в підземних і забруднених стічних водах. В річках і озерах концентрація CO_2 рідко перевищує 20-30 мг/л. Незважаючи на

малу концентрацію в поверхневих водах, CO_2 має важливе життєве значення. Якщо можливість існування тваринних організмів залежить від наявності кисню, то CO_2 має таке ж значення для рослинних організмів як джерело Карбону.

З інших газів найбільш постійним газом в природних водах є розчинений молекулярний азот.

Значно більше значення має розчинений сірководень. В річках і озерах сірководень присутній лише іноді в придонних шарах. Зустрічається також в деяких придонних океанських водах. Значно частіше перебуває сірководень в підземних водах, ізольованих від поверхні, а також в сильно забруднених поверхневих водах.

З інших газів слід відмітити також метан CH_4 , він міститься у глибинних підземних водах під великим тиском. В невеликих кількостях метан присутній в придонних шарах озер, де він виділяється з мулу при розкладанні органічних решток.

3. Органічні речовини.

За походженням органічні речовини природних вод можуть бути розподілені на дві групи: 1) надходять зовні (аллохтонні); 2) утворюються в самій водоймі (автохтонні).

Запаси аллохтонних органічних речовин поповнюються за рахунок виносу їх з водозбірної площі, надходженням з атмосферними опадами, а також іноді з побутовими та промисловими стоками.

Рештки рослинних і тваринних організмів під дією фізичних, хімічних та біохімічних чинників можуть розпадатись з утворенням простіших неорганічних сполук. Але іноді при недостатньому доступі кисню утворюється комплекс органічних сполук, який має назву гумус.

В гумусі містяться гумінові та фульвокислоти. Це високомолекулярні сполуки з рядом функціональних груп. Гумусові кислоти мають велике значення для формування складу природних вод. Маючи велику кислотність, вони, поряд з CO_2 , надають воді агресивність до гірських порід. Гумусові кислоти утворюють комплексні сполуки з різними металами, які легко засвоюються рослинами.

Друга група органічних речовин обумовлена процесами утворення первинної органічної речовини і її розкладу. Первинна органічна речовина утворюється синтезуючими рослинами і бактеріями. Різні організми споживають її і утворюють більш складні види органічної матерії. В результаті цього у воду надходять як продукти життєдіяльності цих організмів, так і тіла відмерлих організмів. Всі зміни, які відбуваються з органічною речовиною, пов'язані з життєдіяльністю бактерій. Мікроорганізми перетворюють складні органічні речовини в більш прості. Енергія, що виділяється, є джерелом їх існування.

Розпад органічної речовини в природних водах - мінералізація має важливе значення, як для знищення решток організмів і продуктів їх життєдіяльності у водоймах, так і для повернення у воду ряду елементів (*N, P, C* тощо), необхідних для живлення водних рослин.

Для річок основне значення мають органічні речовини, які надходять зовні, а для океану - ті, які утворюються в його водній масі.

Загальна концентрація органічної речовини найбільшою буває в болотних водах та в річках з болотним живленням і досягає іноді 50 мг/л і навіть вище.

Незабруднені води містять мало органічних речовин. Наприклад, в океані концентрація органічних речовин складає близько 3 мг/л, а в річках – в середньому 20 мг/л.

Надійного прямого методу визначення органічної речовини поки не існує. Користуються непрямими показниками вмісту органічної речовини. Одним з них є окиснюваність води, величина якої вимірюється кількістю кисню, який витрачається на окиснення органічних і деяких неорганічних речовин, що містяться в 1л води. Розрізняють перманганатну та дихроматну окиснюваність в залежності від окисника – $KMnO_4$ або $K_2Cr_2O_7$.

4. Біогенні елементи.

До біогенних елементів в природних водах належать Нітроген, Фосфор, Ферум та Силіцій в різних сполуках, які виконують роль добрив для водних рослин.

Нітроген міститься в природних водах у вигляді ряду неорганічних і великої кількості різноманітних органічних сполук.

З неорганічних сполук у воді містяться амонійні NH_4^+ , нітритні NO_2^- та нітратні NO_3^- йони.

В органічних сполуках Нітроген знаходиться, головним чином, у складі білка тканин організмів і продуктів його розкладу, які утворюються як при відмиранні самих організмів, так при розпаді продуктів їх життєдіяльності.

Неорганічні сполуки Нітрогену є необхідними для життя рослин як поживні речовини. Вони засвоюються рослинами в процесі фотосинтезу і входять до складу тканин їх організмів, а, якщо цими рослинами живляться тварини, то й до складу тваринних організмів.

Зворотний процес переходу Нітрогену з складних органічних сполук в мінеральні форми, який називається процесом регенерації біогенних елементів, може відбуватись при біохімічному розпаді органічних сполук. Кінцевим продуктом мінералізації органічних сполук, що містять Нітроген, є амоніак. Йони амонію засвоюються рослинами при фотосинтезі і можуть бути окиснені в нітрити та нітрати. Цей процес (нітрифікація) відбувається в присутності кисню під дією бактерій і проходить в дві фази. Перша фаза – перехід NH_4^+ в NO_2^- здійснюється під дією бактерій-нітрифікаторів (*Nitrosomonas*) $NH_4^+ + 2O_2 = NO_2^- + 2H_2O$.

Друга фаза – окиснення нітритних йонів під дією інших бактерій (*Nitrobacter*) в нітратні $2NO_2^- + O_2 = 2NO_3^-$.

Одним з головних джерел нітратних сполук у водоймах є засвоєння молекулярного азоту мікроорганізмами та водоростями. В значних кількостях Нітроген надходить у водойми з атмосферними опадами. В індустріально розвинутих країнах атмосферні опади щорічно доставляють до 15-17 кг амонійного і нітратного Нітрогену на 1 га земельних угідь. Цей Нітроген спричиняє суттєвий вплив на зміну природного біохімічного режиму водойми. Сполуки Нітрогену при великому вмісті можуть спричиняти отруєння гідробіонтів.

Найбільш токсична форма – йон NH_4^+ . На його токсичність має вплив pH води, оскільки з підвищенням pH зростає кількість вільного амоніаку. Дуже велику токсичність мають нітрити. Нітрити окиснюють гемоглобін до метгемоглобіну, який не може переносити кисень. Нітрити при концентрації менше 1 мг/л спричиняють загибель риби. Однак, при підвищенні солоності води вони не спричиняють небезпеки для риби. Нітрати навіть у великих концентраціях не є гостротоксичними для водних тварин.

Органічні форми Нітрогену знаходяться в продуктах часткового біохімічного розпаду водних організмів.

Одним з найважливіших елементів мінерального живлення водних організмів є Фосфор. В природних водах Фосфор міститься у вигляді солей фосфатної кислоти H_3PO_4 і органічних сполук. Запаси Фосфору поповнюються за рахунок вилужнювання ґрунту та гірських порід і біохімічного розпаду водної та наземної рослинності. Важливу роль відіграють фосфорні бактерії, які переводять нерозчинні сполуки в розчинні. Інтенсивний розвиток водоростей відбувається при вмісті мінерального Фосфору від 0,08 до 0,32 мг/л. Збільшення вмісту Фосфору до декількох міліграмів на літр свідчить про забруднення водойми.

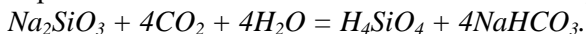
Процесом, що зменшує вміст фосфатів у воді, є використання їх водними рослинами. Більша частина фосфатів повертається назад у воду в процесі життєдіяльності організмів або при мінералізації їх решток.

Концентрація фосфатів в природних водах дуже мала – соті, іноді десятки частки мг/л.

Силіцій є постійним компонентом складу природних вод. Частина Силіцію знаходиться у вигляді силікатної кислоти H_2SiO_3 та полісилікатних кислот – $mSiO_2 \cdot nH_2O$. Окрім того, Силіцій міститься в природних водах у вигляді колоїдів, які ще мало вивчені: $SiO_2 \cdot nH_2O$.

Концентрація Силіцію складає декілька міліграмів на літр, в підземних водах підвищується і досягає десятків, а в гарячих термальних водах – навіть сотень міліграмів Si/л.

Процеси, які зменшують вміст Силіцію у водоймі, - це використання Силіцію водними організмами. Наприклад, діатомові водорості будують свій скелет з Силіцію. Окрім того, нерозчинна силікатна кислота витісняється карбонатною



Ферум – один з важливих біогенних елементів, він відіграє значну роль в окисному та енергетичному обміні рослинної клітини. Максимальна кількість Феруму спостерігається у водоймах, що знаходяться в регіонах з торф'яно-болотними та підзолистими ґрунтами. Високі концентрації Феруму мають токсичну дію. Ферум міститься у воді в сполуках з ступенем окиснення +2 та +3. Сполуки тривалентного Феруму з гуміновими речовинами утворюють бурий осад, який осідає на зябрах риб і порушує їх дихання, що може призвести до загибелі риби.

5. Мікроелементи.

До цієї групи належать елементи, сполуки яких зустрічаються в природних водах в дуже малих кількостях – менших за 1 мг/л.

Мікроелементи умовно можна поділити на п'ять таких груп:

- 1) типові катіони (Li^+ , Rb^+ , Cs^+ , Be^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+});
- 2) йони важких металів (Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} , Pb^{2+} тощо);
- 3) амфотерні комплексоутворювачі (Cr , Mo , V , Mn);
- 4) типові аніони (Br^- , J^- , F^-);
- 5) радіоактивні елементи.

Успішне вивчення мікроелементів затруднене у зв'язку з малим вмістом в природних водах та неясністю щодо форм їх присутності в розчині.

Вивчені такі форми вмісту мікроелементів в природних водах:

- 1) йонно-молекулярні розчини;
- 2) розчинні органічні комплекси;
- 3) колоїдні розчини.

Перша форма виявляється найбільш складною, тому що той самий елемент, в залежності від величини pH і $ox-red$ -потенціалу, може бути присутній у воді в різних формах дисоціації і в різних комплексах.

Більшість металів можуть утворювати органічні комплекси. До них, перш за все, належать комплекси, які утворені дво- і тривалентним Ферумом з гумусовими та іншими органічними кислотами.

Гідроксиди багатьох металів знаходяться у воді в колоїдному стані.

В йонній формі знаходяться, головним чином, однозарядні типові катіони та аніони.

Експериментальна частина

1. Проба на присутність солей кальцію.

Налити в пробірку 2-3 мл досліджуваної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворились, зробити висновок про присутність йону Ca^{2+} .

Кількість осаду відмітити: мало, багато, дуже багато. Написати рівняння реакції.

2. Проба на присутність солей магнію.

а) Йони Mg^{2+} в присутності йонів Ca^{2+} виявити не можна. Тому спочатку слід осадити йони Ca^{2+} у вигляді CaC_2O_4 додаванням до води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити Mg^{2+} .

б) До 2-3 мл фільтрату додати 2-3 мл розчину натрій гідрофосфату Na_2HPO_4 і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності йону Mg^{2+} утворюється кристалічний осад $MgNH_4PO_4$ у вигляді шовковистої каламуті.

Написати рівняння реакції.

3. Проба на присутність хлоридів.

До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів Ag^+ з'являється білий осад аргентум хлориду або каламуть. Написати рівняння реакції.

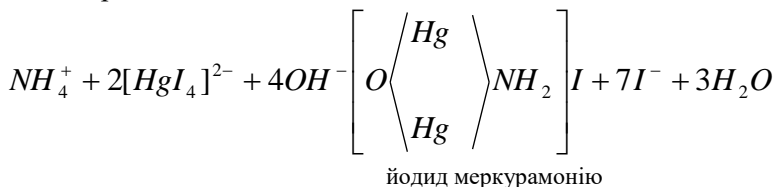
4. Проба на присутність сульфатів.

До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель розбавленої хлоридної кислоти, а потім розчину барій хлориду.

Утворення білого кристалічного осаду або каламуті свідчить про наявність у воді сульфат-йонів. Написати рівняння реакції.

5. Проба на присутність у воді йонів амонію NH_4^+ .

До 3-4 мл досліджуваної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$). При наявності йонів амонію утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове забарвлення (при малих кількостях NH_4^+). Йонно-молекулярне рівняння реакції має вигляд



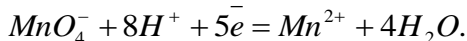
6. Проба на присутність у воді йонів Fe^{2+} .

До 2-3 мл досліджуваної води додати 5-6 крапель концентрованої нітратної кислоти HNO_3 , а потім - стільки ж розчину амоній роданіду NH_4SCN . Червоне або рожеве (при наявності слідів Fe^{2+}) забарвлення, зумовлене кольором молекул $Fe(CNS)_3$, свідчить про присутність йонів Fe^{2+} .

Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення йонів Fe^{2+} в йони Fe^{3+} . Написати рівняння відповідних реакцій.

7. Проба на окиснюваність води.

До 1-2 мл досліджуваної води додати рівний об'єм концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 , потім краплями доливати концентрований розчин $KMnO_4$. Якщо рідина тільки від однієї краплі розчину калій перманганату забарвиться у рожевий колір, який не зникає протягом 1-2 хвилин, то вода не містить речовин, що окиснюються. Якщо декілька перших крапель розчину $KMnO_4$ знебарвлюються, то вода містить речовини, що окиснюються. Йонне рівняння реакції має вигляд



Контрольні завдання

1. Як класифікують хімічні сполуки природних вод за О.Альокінім?

2. Які йони природних вод належать до головних? В складі яких неорганічних сполук вони містяться?
3. Які гази містяться в природних водах? Яке їх походження?
4. Які хімічні елементи природних вод належать до біогенних?
5. Яка існує класифікація органічних речовини природних вод?
6. В чому полягає явище нітрифікації та денітрифікації в природних водах?
7. В чому полягає сутність сульфаторедукції в природних водах?
8. Які найбільш поширені форми вмісту Нітрогену, Фосфору, Силіцію та Феруму в природних водах?
9. Яка існує класифікація мікроелементів природних вод за О.Альокінім?
10. Які причини обмежують вміст мікроелементів в природних водах?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №13 ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ КАЛЬЦІЄВОЇ ТА МАГНІЄВОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Теоретичний вступ

Катіони Ca^{2+} та Mg^{2+} і важких металів зумовлюють твердість води. Але в зв'язку з тим, що в природних водах переважають йони Ca^{2+} та Mg^{2+} , то загальна твердість води може бути охарактеризована сумою концентрацій йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} .

В нашій країні твердість виражають сумою ммоль-екв йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} , які містяться в одному літрі води. Один ммоль-екв відповідає вмісту у воді 20,04 мг/л. Ca^{2+} або 12,15 мг/л Mg^{2+} .

За величиною загальної твердості природні води за О.Альокінім поділяють на такі групи:

- 1) дуже м'які води ($<1,5$ ммоль-екв/л);

- 2) м'які води (1,5-3,0 ммоль-екв/л);
- 3) води середньої твердості (3,0-5,4 ммоль-екв/л);
- 4) тверді води (5,4-10,7 ммоль-екв/л);
- 5) дуже тверді води (>10,7 ммоль-екв/л).

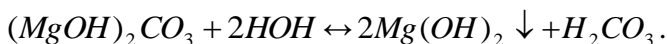
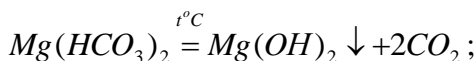
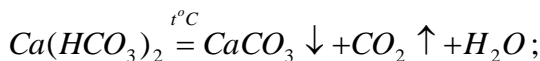
Існують ще інші класифікації води за твердістю.

Найбільш м'які води – це води атмосферних опадів, які мають твердість 70-100 мкмоль-екв/л. Твердість підземних вод визначається складом контактуючих з ними порід. Так, ґрунтові води Донбасу, які формуються під дією крейдяних та доломітових порід, є дуже твердими (~18-30 ммоль-екв/л).

Твердість води в морях значно вища. Так, вода Чорного моря має загальну твердість 65,5 ммоль-екв/л. Середнє значення твердості води світового океану 130,5 ммоль-екв/л. Загальна твердість питної води за ДСанПіН України може бути не більша за 7 ммоль-екв/л.

У воді йони Ca^{2+} та Mg^{2+} можуть бути зв'язані з різними аніонами (HCO_3^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , Cl^- тощо).

Таку твердість води, яка обумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію і магнію, називають **карбонатною**, а твердість води, яка обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей Ca^{2+} та Mg^{2+} , називають **некарбонатною**. При тривалому кип'ятінні води з карбонатною твердістю в ній з'являється осад:



Твердість води, яка усувається при її кип'ятінні, називають тимчасовою твердістю. Треба розрізняти карбонатну і тимчасову твердість. При кип'ятінні у воді залишається деяка кількість йонів Ca^{2+} , Mg^{2+} , CO_3^{2-} . Різниця між карбонатною і тимчасовою твердістю характеризує залишкову твердість.

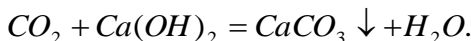
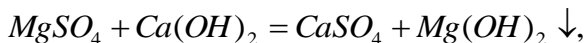
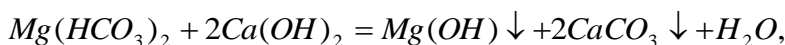
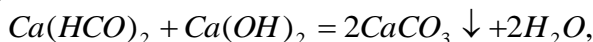
Твердість води, яка залишається після її кип'ятіння, називається постійною.

Присутність у воді значної кількості солей Ca^{2+} та Mg^{2+} спричиняє непридатність води для господарсько-побутових потреб та інших видів водокористування.

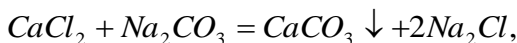
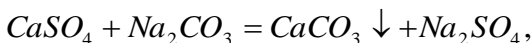
Для водозм'якшення застосовують методи осадження та йонного обміну. Метод осадження поділяється на термічний та реагентний. При застосуванні термічного методу воду кип'ятять.

При застосуванні реагентного методу у воду вводять різні реагенти. Найчастіше це вапно і сода, а також розчинні фосфати.

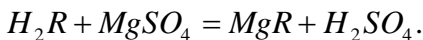
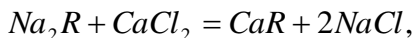
Вапнування води:



При застосуванні соди Na_2CO_3 відбуваються такі реакції:



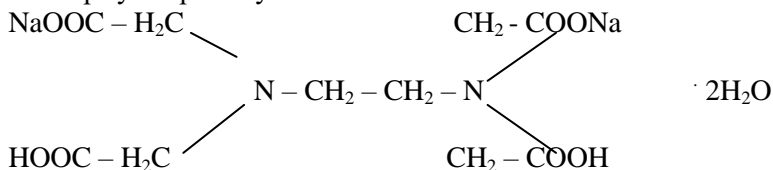
Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони Ca^{2+} , Mg^{2+} , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони Na^+ або H^+ , які містяться в катіоніті:



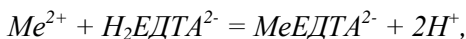
(H_2R застосовують, якщо $T_{H_2O} < 1$ ммоль-екв/л).

Комплексонометричний метод визначення загальної твердості води заснований на зв'язуванні йонів Кальцію та Магнію натрій етилендіамінтетраацетом натрію (ЕДТА) – трилоном Б в комплексні сполуки.

Формула трилону Б:



При наявності у воді йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} відбувається така реакція:



де: $\text{Me} - \text{Ca}^{2+}$ або Mg^{2+} .

Стійкі комплексні сполуки утворюються при $\text{pH}=10$. Для підтримування такого значення pH застосовують буферну суміш - амоній гідроксиду з амоній хлоридом.

При додаванні індикатора еріохрому чорного Т розчин набуває вишнево-червоного забарвлення: утворюються комплекси зазначеного індикатора з йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} . Коли йони Кальцію та Магнію повністю відтитруються, індикатор витісняється з сполук, а у вільній формі він має синє забарвлення. Поява синього забарвлення означає кінець титрування.

Незалежно від заряду катіонів 1 моль катіонів зв'язується з 1 моль ЕДТА:

$$\begin{aligned} f_{\text{EKB}}(\text{Me}^{n+}) &= f_{\text{EKB}}(\text{ЕДТА}) = 1; \\ \text{Me}(\text{Me}^{n+}) &= M(\text{Me}^{n+}), \text{Me}(\text{ЕДТА}) = M(\text{ЕДТА}); \\ C_{\text{н.}}(\text{ЕДТА}) &= C_{\text{м}}(\text{ЕДТА}). \end{aligned}$$

Експериментальна частина

1. Визначення загальної твердості води.

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додають 5 мл амоніачного буферного

розчину $(NH_4OH + NH_4Cl)^*$ та 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т.

Цей розчин повільно титрують 0,05н. розчином трилону Б до зміни забарвлення на синє. Це свідчить про те, що всі йони Ca^{2+} та Mg^{2+} зв'язані трилоном Б.

Загальну твердість води визначають за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_{н.} \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де V – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування досліджуваної води, мл; $C_{н.}$ – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину трилону Б; V_{H_2O} – об'єм досліджуваної води, мл.

Результати трьох дослідів внести в таблицю 14:

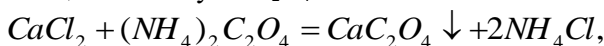
Таблиця 14

№ з.п.	V_{H_2O} , мл	$V_{тб}$, мл	$C_{н.ТБ}$	T_{H_2O}
1				
2				
3				
Сер.				

* Приготування амоніачного буферного розчину. До 2 г амоній хлориду додають 100 мл 20%-ного розчину амоніаку і доводять об'єм розчину до 1 л.

2. Визначення кальцієвої та магнієвої твердості.

Після визначення загальної твердості комплексонометричним методом осаджують йони Кальцію у вигляді кальцій оксалату CaC_2O_4 :



а згодом у фільтраті визначають магнієву твердість. Кальцієву твердість визначають, як різницю між загальною і магнієвою твердістю.

Хід визначення

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу ємністю 250 мл, додають 1 мл спеціального

буферного розчину* і 10-15 мл 5%-ного розчину амоній оксалату. При цьому випадає осад кальцій оксалату CaC_2O_4 , який відфільтровують через щільний фільтр. Осад на фільтрі промивають 2 рази невеликою кількістю холодної дистильованої води. Промивні води приєднують до фільтрату і визначають твердість: до розчину додають 5 мл амоніачного буферного розчину, 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т і титрують 0,05н. розчином трилону Б.

Магнієву твердість розраховують за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_Y \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де V – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування, мл; V_{H_2O} – об'єм досліджуваної води; C_H – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) трилону Б.

Кальцієву твердість обчислюють за формулою:

$$T_{Ca} = T_{\text{заг}} - T_{Mg}.$$

Вміст йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} знаходять за формулами:

$$X_{\text{Ca}^{2+}} = 20,04 \cdot T_{Ca}, \text{ мг/л};$$

$$X_{\text{Mg}^{2+}} = 12,15 \cdot T_{Mg}, \text{ мг/л}.$$

Результати визначення загальної, кальцієвої та магнієвої твердості записують у вигляді таблиці 15:

Таблиця 15

V_{H_2O}	$T_{\text{заг.}}$, ммоль- екв/л	T_{Ca} , ммоль- екв/л	T_{Mg} , ммоль- екв/л	Вміст йонів Ca^{2+} , мг/л	Вміст йонів Mg^{2+} , мг/л

* Приготування спеціального буферного розчину.

До 67,5 г амоній хлориду додають 570 мл 25%-ного амоніаку і доводять дистильованою водою до 1 л.

Контрольні завдання

I. Виконати розрахунки:

1. Розрахувати постійну твердість води, якщо для видалення кальцій-катіонів, які містились в 50 л цієї води, витрачено 21,6 г безводної бури.

2. Яку масу Ca(OH)_2 необхідно додати до 1000 л води, щоб усунути тимчасову твердість 2,86 ммекв/л?

3. Розрахувати тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 50 мл цієї води, витрачено 2,5 мл 0,1н. розчину HCl .

4. Розрахуйте загальну твердість води, якщо в 0,15 л води міститься 16,20 мг кальцій гідрогенкарбонату, 2,92 мг магній гідрогенкарбонату, 11,10 мг кальцій хлориду і 9,50 мг магній хлориду.

5. Знайдіть тимчасову твердість води, якщо на титрування 0,1 л зразку води, яка містить магній гідрогенкарбонат, витрачено $7,2 \cdot 10^{-3}$ л 0,14н. HCl .

6. Для усунення загальної твердості вапняно-содовим методом до 50 л води було додано 7,4 г Ca(OH)_2 і 5,3 г Na_2CO_3 . Розрахувати тимчасову і постійну твердість води.

7. Чому дорівнює постійна твердість води, якщо для її усунення до 25 л води було додано 21,6 г бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

8. Некарбонатна твердість води дорівнює 3,18 ммекв/л. Яку масу Na_3PO_4 треба взяти, щоб пом'якшити 1 м³ води?

9. Загальна твердість Рівненської водопровідної води дорівнює 8,52 ммекв/л, а тимчасова 6,95 ммекв/л. Яку масу Ca(OH)_2 і Na_2CO_3 треба взяти, щоб усунути твердість 5 л води?

10. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки кальцій нітратом. При обробці 0,25 л зразку води натрій карбонатом в осад випало 37,8 мг CaCO_3 . Чому дорівнює твердість води?

II. Запитання для контролю.

1. Наявність яких сполук зумовлює твердість природних вод?
2. В яких одиницях виражають твердість води?

3. Як класифікують води за твердістю?
4. Які сполуки зумовлюють карбонатну твердість води?
5. Які є методи усунення карбонатної твердості?
6. Які сполуки зумовлюють постійну твердість води?
7. Які є методи усунення постійної твердості води?
8. В чому сутність методу осадження?
9. В чому сутність методу йонного обміну?
10. Чому необхідно проводити водопом'якшення?

ЛІТЕРАТУРА

1. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина І. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2015. 247 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/16802> (дата звернення 19.05.2020).
2. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина II. : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834> (дата звернення 19.05.2020).
3. Буденкова Н. М. Органічна хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне : НУВГП, 2008. 152 с.
3. 4. Яцков М. В., Назарук Г. І., Мисіна О. І. Біонеорганічна та біоорганічна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2014. 124 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1948> (дата звернення 19.05.2020).
5. Шумило Г. І. Технологія приготування їжі: навч. посіб. К. : «Кондор», 2003. 506 с.
4. 6. Захарчук В. Г., Кунділовська Т. А., Гайдуківич Г. Є. Технологія продукції ресторанного господарства: навч. посіб. Одеса : ОНЕУ, Атлант BOI COIU, 2016. 479 с. URL: <http://repository.ldufk.edu.ua/handle/34606048/21141> (дата звернення 19.05.2020).